

## UNIDAD 4

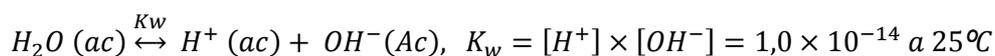
### PROCESOS DE EQUILIBRIO

#### **ÁCIDOS Y BASES: DEFINICIÓN Y DISOLUCIONES. CONCEPTO DE pH.**

- Un ácido es una sustancia que, al ser añadida al agua, produce **iones hidrógeno (H<sup>+</sup>) /hidronio (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)**.
- Una base es una sustancia que, cuando se añade al agua, produce **iones hidróxido, OH<sup>-</sup>**.

#### **Disociación del agua. Disoluciones ácidas, neutras y básicas**

Las propiedades ácidas o básicas de las disoluciones acuosas dependen de un equilibrio que tiene lugar en el disolvente agua.



Se dice que es una:

- **Disolución neutra** toda aquella disolución acuosa en la que [H<sup>+</sup>] es igual a [OH<sup>-</sup>].  
Estas disoluciones tienen una concentración [H<sup>+</sup>] igual a 1,0×10<sup>-7</sup> M a 25°C
- **Disolución ácida** toda disolución en la cual [H<sup>+</sup>] es mayor que [OH<sup>-</sup>].  
Si [H<sup>+</sup>] > 1,0×10<sup>-7</sup> M, [OH<sup>-</sup>] < 1,0×10<sup>-7</sup> M
- **Disolución básica o alcalina** toda disolución en la cual [H<sup>+</sup>] es menor que [OH<sup>-</sup>].  
Si [OH<sup>-</sup>] > 1,0×10<sup>-7</sup> M, [H<sup>+</sup>] < 1,0×10<sup>-7</sup> M

#### **Concepto de pH**

La acidez o la basicidad de una disolución se puede describir en términos de la concentración de H<sup>+</sup>.

Sorenson, en 1909 sugirió usar el término pH que se define como: pH = - log [H<sup>+</sup>].

Dado que la mayor parte de las disoluciones acuosas tienen concentraciones de iones hidrógeno entre 1M y 10<sup>-14</sup>M, las disoluciones tienen valores de pH entre 0 y 14.

Si pH < 7,0, la disolución es ácida

Si pH = 7,0, la disolución es neutra

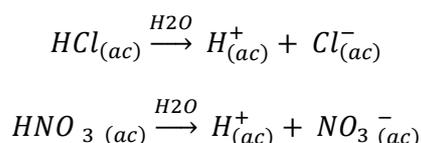
Si pH > 7,0, la disolución es básica

**Ácidos Fuertes y Débiles**

Los compuestos ácidos deben aportar H<sup>+</sup> al agua por disociación. Se clasifican en:

**a) Ácidos fuertes**

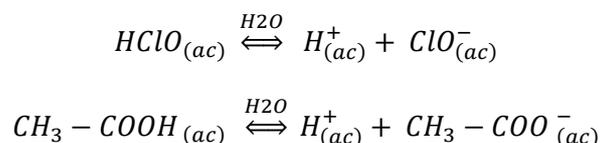
Todos los ácidos fuertes son especies moleculares en estado puro, y que en disolución se disocian completamente para formar iones H<sup>+</sup> y aniones. La reacción de disociación se produce completamente. No existen muchos ácidos fuertes, los más comunes son: HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>.

**b) Ácidos débiles**

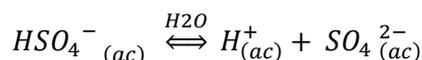
Son aquellas sustancias que en disolución acuosa se disocian débilmente. Hay una amplia variedad de sustancias que se comportan como ácidos débiles.

Para su estudio se pueden clasificar en:

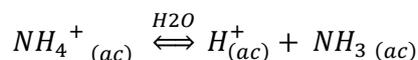
- Moléculas que contienen un átomo de hidrógeno ionizable



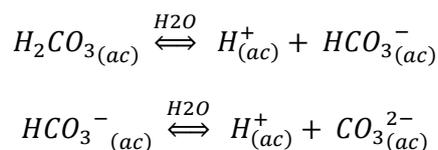
- Aniones que contienen un átomo de hidrógeno ionizable



- Cationes. El ión NH<sub>4</sub><sup>+</sup> se comporta como un ácido débil, porque es susceptible de dar la siguiente reacción reversible.

**c) Ácidos polipróticos**

Tienen varios protones que se disocian siempre en distintas etapas, perdiendo un átomo de hidrógeno cada vez.



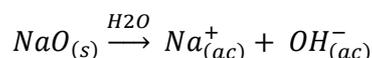
En general, es más fácil arrancar un H<sup>+</sup> de una molécula neutra, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> que de un ion negativo HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>. En general, para todos los ácidos polipróticos el pH viene determinado por la primera disociación.

### **Bases Fuertes y Débiles**

Para que una especie actúe como base, debe producir iones OH<sup>-</sup> en disolución acuosa. Se clasifican en:

#### **a) Bases fuertes.**

Una base fuerte se disocia completamente en agua produciendo iones OH<sup>-</sup>.

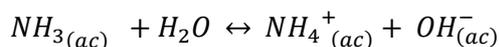


Las bases fuertes son:

- Los hidróxidos de los metales del grupo 1 (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH)
- Los hidróxidos de los metales del grupo 2 (Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>). El Mg(OH)<sub>2</sub> tiene una solubilidad muy reducida.

#### **b) Bases débiles**

Son especies que producen iones OH<sup>-</sup> mediante una reacción reversible que incluye una molécula de agua. La base débil más común es el amoníaco:



La mayor parte de las bases débiles son aniones (por ejemplo el F<sup>-</sup>, C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sup>-</sup>)



### **Propiedades ácido-base de las disoluciones de sales**

Una sal es un compuesto iónico que contiene un catión distinto de H<sup>+</sup> y un anión distinto de OH<sup>-</sup> u O<sup>2-</sup>. Todas las propiedades de la disolución de una sal son esencialmente las de sus iones.

- Algunos iones no producen ningún efecto sobre el pH de la disolución acuosa, luego se denominan iones neutros. Son los iones neutros los que proceden de ácidos y bases fuertes.
- Iones ácidos aquellos que producen una concentración de [H<sup>+</sup>] mayor de 10<sup>-7</sup>. Incluyen todos los cationes, excepto los de los metales alcalinos y los alcalinotérreos, y los aniones HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> y H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

## Principios básicos de química. UNIDAD 4

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autora: M<sup>a</sup> Eugenia Rabanal

	Neutros		Básicos		Ácidos	
<b>Anión</b>	Cl <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	CN <sup>-</sup>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
	Br <sup>-</sup>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>		
	I <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
			S <sup>2-</sup>	HS <sup>-</sup>		
			PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		
<b>Catión</b>	Li <sup>+</sup>		Ninguna		Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>
	Na <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>			NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	
	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>			Iones de metales de transición	

### REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

Cuando una disolución ácida se mezcla con otra disolución acuosa básica se produce una reacción de neutralización. La naturaleza de la reacción depende de si el ácido y la base son fuertes o débiles, en estos casos, los reactivos se convierten en su totalidad en productos (al menos el reactivo limitante). Se clasifican en:

a) Reacciones de ácido fuerte con base fuerte o base fuerte con ácido fuerte.

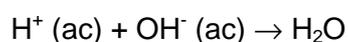
Si la base añadida es exactamente la necesaria para reaccionar con todo el ácido, el resultado es una disolución neutra.

b) Reacciones de ácido débil con una base fuerte y base débil con ácido fuerte.

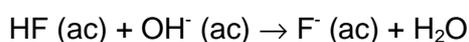
#### Procedimiento:

1. Indicar la naturaleza de las especies principales presentes en la disolución.
2. Deducir que especies forman parte de la reacción de neutralización.
3. Escribir la ecuación iónica neta ajustada de la reacción ácido-base. Hay tres posibilidades:

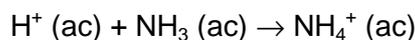
a) Ácido fuerte-Base fuerte; por ejemplo:



b) Ácido débil-Base fuerte; por ejemplo:



c) Ácido fuerte-Base débil; por ejemplo



### **Valoraciones ácido-base**

En una valoración ácido-base uno de los reactivos es una disolución acuosa ácida y el otro es una disolución básica. Se van añadiendo poco a poco volúmenes controlados de una de las disoluciones (cuya concentración es conocida) sobre una cantidad conocida de la otra (de concentración desconocida). Ocurre una reacción de neutralización (ácido fuerte-base fuerte, ácido débil-base fuerte o ácido fuerte-base débil). Se utilizan para determinar la concentración de una sustancia en disolución, o para determinar la acidez o la basicidad de un componente de una mezcla sólida.

### **CONCEPTOS DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN. REACCIONES REDOX.**

- **Proceso de Oxidación:** pérdida de electrones o aumento de cargas positivas o aumento en el n<sup>o</sup> de oxidación de un elemento.

- **Proceso de Reducción:** Ganancia de electrones o disminución de cargas positivas o disminución en el n<sup>o</sup> de oxidación de un elemento.

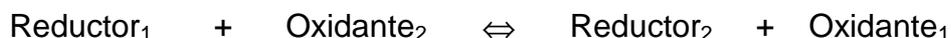
Una **reacción redox** es una combinación del proceso de oxidación y reducción (con intercambio de electrones).

**Oxidante:** especie química que capta electrones.

**Reductor:** especie química que cede electrones.

*Todo oxidante, al ganar electrones, se reduce, mientras que los reductores, al perder electrones, se oxidan.*

**Reacción redox:**



**Número de oxidación:** El número de oxidación de un elemento en un compuesto es la carga que tendría un átomo de ese elemento si el compuesto del que forma parte estuviese constituido por iones. Así, un elemento tiene cierto n<sup>o</sup> de oxidación y está en el estado de oxidación correspondiente.

### Reglas

- I. El número de oxidación de cualquier elemento en estado natural (atómico o molecular) es cero. (Ej: Est. Oxid (Na)=0, Est.Oxid (O<sub>2</sub>)=0, Est. Oxid (Cl<sub>2</sub>)=0, Est. Oxid (Cu)=0)
- II. El número de oxidación del oxígeno en sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos (O<sub>2</sub><sup>2-</sup>), que es -1, en los superóxidos ((O<sup>2-</sup> = -1/2), en los ozónido (O<sub>3</sub><sup>-</sup>), y en sus combinaciones con el flúor, que es +2 y +1.
- III. El hidrógeno combinado con elementos electronegativos (no metales) tiene de número de oxidación +1; combinado con elementos electropositivos (metales), -1.
- IV. El número de oxidación de los metales alcalinos en sus compuestos es siempre +1, y el de los metales alcalino-térreos es siempre +2.
- V. En los haluros, el número de oxidación del halógeno es siempre -1.
- VI. El número de oxidación de todos los halógenos es -1 salvo que el halógeno esté en combinación con oxígeno u otro halógeno más electronegativo. El número de oxidación del fluoruro es -1 en todos sus compuestos.
- VII. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos que forman una molécula es cero, y si se trata de un ion complejo es igual a la carga del ión.

### ***Ajuste Redox por el método de oxidación***

1. Calcular los números de oxidación de todos los átomos que intervienen en la reacción redox.
2. Escribir las variaciones en los números de oxidación de los átomos involucrados ajustando las cargas en ambos miembros de la semirreacción mediante el número de electrones necesarios.
3. Multiplicar ambas semirreacciones de la reacción redox por un número entero, si fuera necesario, para que el número de electrones captados por el oxidante sea igual al de los electrones cedidos por el reductor.
4. Sumar los dos miembros de las semireacciones (reacción iónica)

### ***Ajuste de las Reacciones redox por el método del ión-electrón (en medio ácido o en medio básico)***

1. Dividir la reacción total en dos semirreacciones (una en la que intervenga el elemento que se oxida, y otra en la que intervenga el elemento que se reduce).
2. Ajustar cada semirreacción separadamente, procediendo por el orden siguiente;
  - a) Ajuste del número de átomos de la especie cuyo número de oxidación cambia.
  - b) Ajustar el oxígeno añadiendo moléculas de H<sub>2</sub>O a uno de los lados de la ecuación.
  - c) Ajustar el hidrógeno añadiendo H<sup>+</sup>.
  - d) Ajustar la carga añadiendo electrones.
3. Multiplicar las dos semirreacciones por números que hagan que los electrones ganados sean igual a los electrones perdidos. Después sume las dos semirreacciones, calculando los electrones.
4. Si se pide que ajuste la reacción en medio básico, añadir a ambos lados tantos iones OH<sup>-</sup> para “neutralizar” los iones H<sup>+</sup> convirtiéndolos en moléculas de H<sub>2</sub>O. Se puede utilizare este procedimiento tanto con las semirreacciones individualmente, como con la ecuación total.
5. Compruebe su ecuación final (ecuación molecular) para estar seguro de:
  - a) Hay el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados,
  - b) La carga neta es la misma a ambos lados,
  - c) Los coeficientes son los más simples posibles

### ***NORMALIDAD, N***

Nº de equivalentes gramo de soluto contenidos en 1 litro de disolución.

#### ***Equivalente-gramo:***

- De un **reductor** es el número de gramos de esa sustancia (molécula, átomo o ión) que es capaz de ceder 1 mol de electrones (6,023·10<sup>23</sup> electrones); es decir, que reduciría a 1 equivalente de hidrógeno
- De un **oxidante** es el número de gramos de esa sustancia (molécula, átomo o ión) que es capaz de aceptar 1 mol de electrones ((6,023·10<sup>23</sup> electrones); es decir, que oxidaría totalmente a 1 equivalente-gramo de hidrógeno.

$$P_{eq} = \frac{M}{n}$$

(M=masa molecular, atómica o iónica; n = nº de electrones ganados o perdidos en el proceso)

## Principios básicos de química. UNIDAD 4

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autora: M<sup>a</sup> Eugenia Rabanal

---

### **Lectura obligatoria:**

- *“Principios de Química. Los caminos del descubrimiento”*. Autores: Peter Atkins y Loretta Jones. Editorial Médica Panamericana. Capítulo de Fundamentos.
- *“Química”*. Autor: Raymond Chang. Editorial McGrawHill.