



Este bloque se apoya en el bloque anterior de equilibrio químico: es imprescindible manejar los conceptos de equilibrio de manera previa a este bloque. Se pueden ver ejercicios PAU Química asociados en www.fiquipedia.es. Estos apuntes van más allá de preparar PAU.

1. Concepto de ácido y base

1.1 Propiedades cualitativas

Disueltos en agua conducen corriente eléctrica.

Aportan color al añadir indicadores.

Se neutralizan mutuamente formando sales.

Ácidos reaccionan con algunos metales desprendiendo hidrógeno.

1.2 Teorías

1.2.1 Arrhenius

-Ácido sustancia que en disolución acuosa se disocia y produce H^+ : HA (ácido) $\rightleftharpoons H^+ + A^-$

-Base sustancia que en disolución acuosa se disocia y produce OH^- : BOH (base) $\rightleftharpoons OH^- + B^+$

La neutralización forma sales y agua

Problemas:

Necesita presencia de agua, cuando hay reacciones ácido base que se producen sin ella ($HCl + NH_3$)

No explica propiedades básicas del amoníaco.

Nota: H^+ realmente no existe aislado en agua, sino H_3O^+ , de nombre oxidanio (de sustitución IUPAC 2005) u oxonio (no sistemático sí aceptado IUPAC 2005), ya no se admite hidronio, que sí se utilizaba antes de 2005.

1.2.2 Brönsted-Lowry

-Ácido sustancia capaz de ceder protones: HA (ácido) $\rightleftharpoons H^+ + A^-$ (base conjugada)

-Base sustancia capaz de captar protones: B (base) + $H^+ \rightleftharpoons BH^+$ (ácido conjugado)

Anfótero: sustancia que puede actuar como ácido y base (Ejemplos: el agua, HSO_4^-)

Según esta teoría se habla de reacciones de transferencia de protones.

1.2.3 Lewis

Ácido/Base: sustancia capaz de aceptar/aportar un par de e^- para compartir

Se forman enlaces coordinados / dativos, por ejemplo $AlCl_3$ acepta par de e^- de NH_3

1.3 Concepto de pares ácido-base conjugados

Asociado a teoría Brönsted, siempre hay pares ácido/base, ácidos y bases conjugadas: una vez cedido el protón se puede captar y a la inversa.

2. Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH.

El agua pura conduce el agua ligeramente debido a presencia de iones por autoionización

$2H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$; $K_c \cdot [H_2O]^2 = K_w = [OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$ (a 25 °C)

En agua pura $[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7}$ M

Como los valores son tan pequeños y varían tanto se manejan logaritmos decimales.

(Matemáticas: $\log(10^x) = x$, por lo que $\log(10^{-7}) = -7$ y $-\log(10^{-7}) = 7$)

$[OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$ Tomando logaritmos : $pH + pOH = 14$

$pH = -\log([H_3O^+])$ $pOH = -\log([OH^-])$ $pH = 7$ neutra, $pH < 7$ ácida, $pH > 7$ básica

3. Fuerza relativa de los ácidos. Constante y grado de disociación.

Cualitativamente la fuerza del ácido/base es una medida de la tendencia a ceder/captar H^+ .

Cuantitativamente se utiliza la constante de equilibrio tomando como referencia el H_2O .

Para ácido $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ $K_c = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH][H_2O]} \Rightarrow K_c \cdot [H_2O] = K_a$ $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$

K_a = constante de acidez / de disociación / de ionización. Es habitual indicar $pKa = -\log(K_a)$

Cuanto mayor sea K_a más fuerte será el ácido (más disociado estará, más tendencia a ceder H^+)

Para base $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ $K_c = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]} \Rightarrow K_c \cdot [H_2O] = K_b$ $K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$

En ácidos y bases conjugadas $K_a \cdot K_b = K_w$, que cualitativamente quiere decir que cuanto más fuerte es un ácido ó base, más débil será su conjugado. Es habitual indicar $pKb = -\log(K_b)$

*Ácidos muy fuertes: $HClO_4$, HI , HBr , HCl , HNO_3 , H_2SO_4 .

*Bases muy fuertes: $NaOH$, KOH (hidróxidos de grupos 1 y 2 salvo Be; Li, Rb, Cs, Ca, Sr, Br)



En agua se disocian totalmente, por lo que $\alpha=1$ y $K_a = \infty / K_b = \infty$.

Los ácidos **polipróticos** tienen distintas constantes de acidez según el protón que cedan. Por ejemplo HSO_4^- para ceder el segundo protón no es muy fuerte, $K_a=0,012$

4. Cálculo y medida del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases

Se trata de plantear el equilibrio de disociación para obtener la concentración.

No hay una regla fija, aunque sí es importante reconocer ácidos y bases muy fuertes para identificar la disociación completa en esos casos. *A veces se dice que fuertes son los que ni se da ni se pide la K/grado de disociación, pero también hay veces que no se dan y hay que saber, sin decir lo contrario, que no son fuertes.* Si se sabe que disociación es muy pequeña, se puede aproximar $1-\alpha \approx 1$ para cálculos, como en equilibrios.

En el caso de combinación de ácidos y bases, hay que considerar neutralización e hidrólisis.

5. Reacciones de neutralización. Punto de equivalencia. Volumetrías ácido-base.

Las reacciones de neutralización combinan ácidos y bases, formándose una sal totalmente ionizada y agua (hay excepciones donde no interviene el agua)



Cuando se combinan el mismo número de equivalentes de ácido y de base se dice que se llega al punto de equivalencia, en el que se cumple $N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$.

Como experimentalmente se miden volúmenes se llaman volumetrías ácido-base, y se suele utilizar un indicador asociado al punto de viraje, que no siempre es $\text{pH}=7$.

Si se valora un ácido fuerte y una base fuerte el punto de equivalencia sí corresponde a $\text{pH}=7$, ya que los iones de las sales son ácidos/bases conjugadas débiles y no producirán hidrólisis.

Si se valora un ácido o una base débil, se producirá hidrólisis y el pH no será 7.

Ojo: No pensar que neutralización implica siempre "disolución de $\text{pH}=7$ neutra"

Ojo: Se neutralizan todos los H^+/OH^- que pueda aportar el ácido/base, aunque sea débil y no esté totalmente disociado. Aunque se haya calculado la concentración de H^+/OH^- disociados, no sólo se neutralizan esa parte: a medida que se neutralizan el equilibrio de disociación se desplaza y se acaba neutralizando todo.

6. Equilibrios ácido-base de sales en disolución acuosa. Estudio cualitativo de la hidrólisis.

La hidrólisis es la reacción de una sal al disolverse en H_2O que hace que la disolución sea ácida o básica.

Se debe a que alguno de los iones reacciona con agua y se forman iones oxonio o hidroxilo.

La constante asociada a la reacción base o ácido con agua se llama constante de hidrólisis, K_h .

Se pueden considerar cuatro tipos de sales:

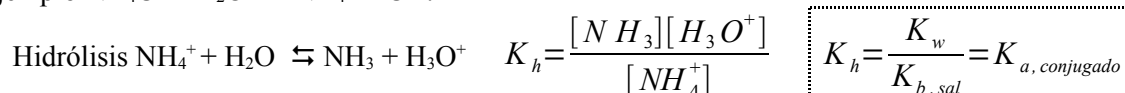
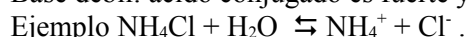
A) Sal de ácido fuerte y base fuerte (Ejemplo NaCl , ácido fuerte HCl , base fuerte NaOH)

Su base y ácidos conjugados son débiles y no reaccionan con el agua. Disolución **neutra**.

B) Sal de ácido fuerte y **base débil** (Ejemplo NH_4Cl , ácido fuerte HCl , base débil NH_3)

Ácido fuerte: base conjugada es débil y no reacciona con el agua.

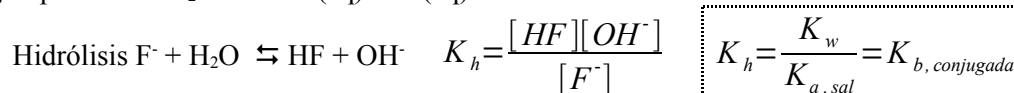
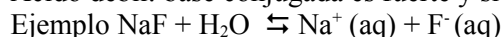
Base débil: ácido conjugado es fuerte y sí reacciona con el agua. Disolución **ácida $\text{pH}<7$** .



C) Sal de **ácido débil** y base fuerte (Ejemplo NaF , ácido débil HF , base fuerte NaOH)

Base fuerte: ácido conjugado es débil y no reacciona con el agua.

Ácido débil: base conjugada es fuerte y sí reacciona con el agua. Disolución **básica $\text{pH}>7$** .



D) Sal de ácido débil y base débil (Ejemplo NH_4F , ácido débil HF , base débil NH_3)

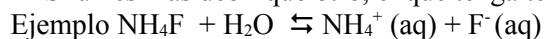
Según la fuerza relativa tendremos uno de los casos anteriores.

Son necesarias K_a, K_b : ojo a si datos son de los ácidos/bases o de sus conjugados!

Para conjugados: $K_a > K_b$ ácida, $K_a \approx K_b \approx$ neutra, $K_a < K_b$ básica

Si son igual de débiles será neutra

Si un es más débil que otro, el que tenga mayor K_h hará que predomine su efecto



$$K_a(\text{NH}_4^+) = K_w / K_b(\text{NH}_3) = 10^{-14} / 1,77 \cdot 10^{-5} = 5,6 \cdot 10^{-10}; \quad K_b(\text{F}^-) = K_w / K_a(\text{HF}) = 10^{-14} / 7 \cdot 10^{-4} = 1,4 \cdot 10^{-11}$$

$K_a(\text{NH}_4^+) > K_b(\text{F}^-) \rightarrow$ "ácido conjugado más fuerte que la base", predomina ácido, pH ácido



7 Anexos/ contenidos adicionales:

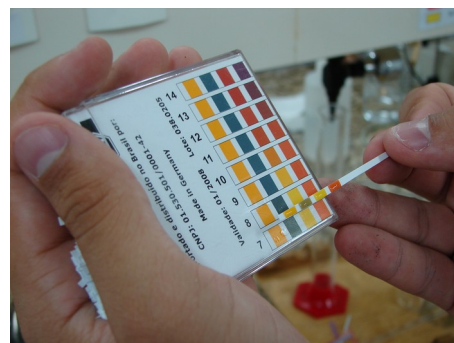
7.1 Importancia del pH en la vida cotidiana.

Se incluye una escala de pH en rango 0-14 (hay valores fuera) indicando varias sustancias. Salvo en disoluciones preparadas, los valores reales no son exactos, se indican valores orientativos. Ver [compundchem](#)

Sustancia	pH
Desatascador líquido (disolución sosa 1,0 M)	14,0
Lejía	13
Disolución de amoníaco	11
Leche de magnesia (antiácido, suspensión Mg(OH) ₂)	10
Jabón	9-10
Agua de mar	8
Sangre	7,4
Agua destilada	7,0
Leche	6,7
Saliva	6,6
Orina	6,2
Lluvia ácida	<5,6
Té	5,5
Café solo	5,0
Vino	3,5
Bebida carbonatada, zumo de pomelo	3,0
Vinagre	2,9
Zumo de limón	2,3
Ácido gástrico (ácido clorhídrico HCl)	1,7
Ácido de batería/disolución HCl 1 M	0



[pH-metro, wikimedia, cc-by-sa](#)



[Papel indicador universal, wikimedia, cc-by](#)

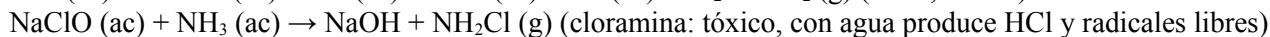
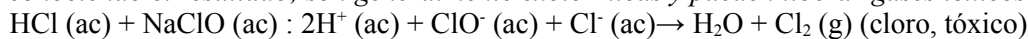
Ejemplos de la importancia de la acidez la vida cotidiana es su relación con la salud: pH orina alto o bajo como indicador enfermedad, acidez estómago y productos antiácido, acidez en la boca y caries. Las bacterias adheridas a los dientes al metabolizar azúcar producen ácido láctico que aumenta de la acidez en la superficie de los dientes y corroe al esmalte dental produciendo caries. El pH del agua mineral varía.

Es importante el pH en las piscinas, y también el pH de productos cosméticos y la piel (valor aproximado 5)

7.2 Aplicaciones y tratamiento experimental de las volumetrías ácido-base.

En las volumetrías ácido-base se puede utilizar un pH-metro ("peachímetro") para medir el pH durante toda la valoración, o un indicador de pH (sustancia añadida a la muestra o en tiras) que tenga un rango de pH adecuado para detectar el viraje en la neutralización. Un ejemplo de aplicación de las volumetrías ácido-base para medir la acidez de sustancias cuyo valor se desconoce. Un ejemplo es medir la acidez de un vinagre comercial, donde hay ácido acético (etanoico). En los aceites se usa "índice de acidez", que se mide mediante una valoración ácido-base, pero mide la proporción de ácidos grasos libres en una muestra.

>Las volumetrías son un caso de mezcla de ácido y base, pero que se realiza de manera lenta y controlada y conociendo el resultado; son generalmente exotérmicas y pueden liberar gases tóxicos.



7.3 Estudio de algunos ácidos y bases de interés industrial y en la vida cotidiana.

Ejemplos de productos en la vida cotidiana con nombres convencionales son sosa (NaOH), potasa (KOH), Lejía (disolución de NaClO), Agua fuerte o Sulfumán (disolución HCl), Agua regia (disolución HNO₃ y HCl)

Amoniaco (o **amoníaco**): uso en limpieza, en fertilizantes y en uso industrial. Síntesis proceso Haber-Bosch.

Ácido sulfúrico: uso en fertilizantes, uso industrial. Está presente en las baterías de coche convencionales.

Ácido clorhídrico: uso como ácido desincrustante de caliza, limpiador de óxido de metales.

7.4 El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias.

La lluvia ácida está asociada a emisión de óxidos de nitrógeno y óxidos de azufre por combustión de carbón o productos derivados del petróleo que contienen nitrógeno y azufre. Al combinarse con el agua en el aire, se forman ácidos nítrico, sulfuroso y ácido sulfúrico, que caen a la tierra acompañando a las precipitaciones, constituyendo la lluvia ácida, que tiene un pH aproximado de 5.6. Las consecuencias es la acidificación de lagos, ríos y el terreno, afectando a la vegetación, afectando también a corrosión de construcciones con mármol y caliza (CaCO₃).

>No se tratan las disoluciones reguladoras/tampón, que no entran en temario actual de 2º Bachillerato.