

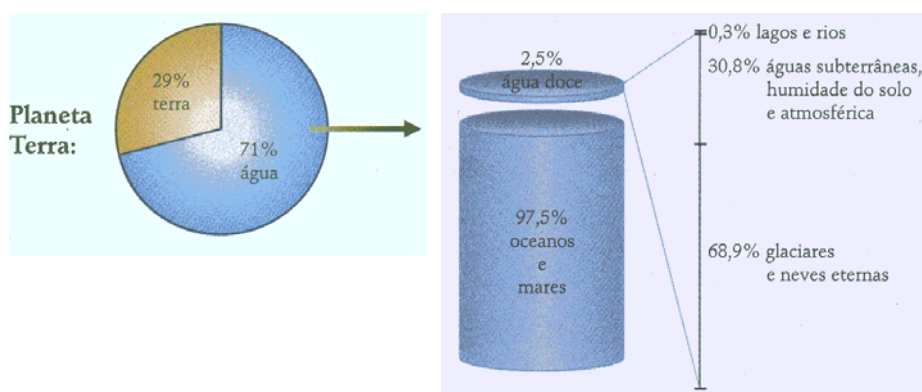
Componente de Química

Unidade 2 – Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra

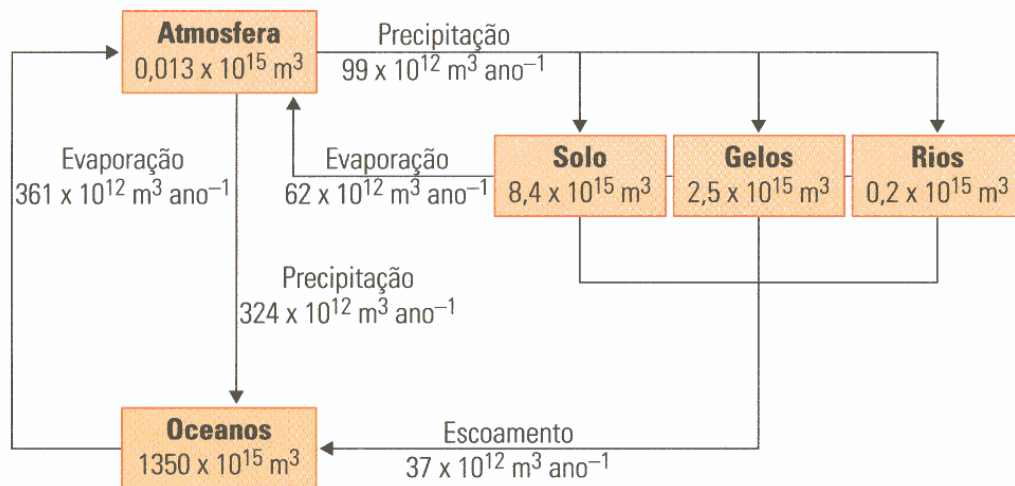
A Água, a Atmosfera e muito mais

A água na Terra e a sua distribuição

- A Terra é comumente identificada como o “Planeta Azul”. Isto deve-se ao facto de ser um planeta onde é abundante a presença de água no estado líquido e, por isso mesmo, apresenta essa cor predominante. Então, somos levados a concluir que a cor da água é azul! Porquê? A água tem uma cor própria; ela transmite grande parte das radiações vermelha e verde do espectro electromagnético e reflecte a luz azul. Mas se é assim, porque não vemos a água de um copo como azul? Porque não existe nesse volume água suficiente e a cor apresentada é tão ténue que não se nota. Mas se pensarmos nos oceanos, nos mares, em rios ou em lagos...
- As grandes massas de água do planeta, mares e oceanos, interactivam com a atmosfera, desempenhando um papel regulador do clima na Terra, não só ao nível do controlo de temperatura, mas também por serem os intervenientes principais no ciclo biogeoquímico da água, sendo também um gigantesco depósito de dióxido de carbono dissolvido a partir da atmosfera, sendo um importante regulador do “efeito de estufa”.
- A água contida em todos os mares e oceanos constitui 97,5% da água total existente mas apenas 2,5% da água total é doce, utilizável portanto, e, desta, apenas 0,1% é água potável, cobrindo a água 71% da superfície terrestre.

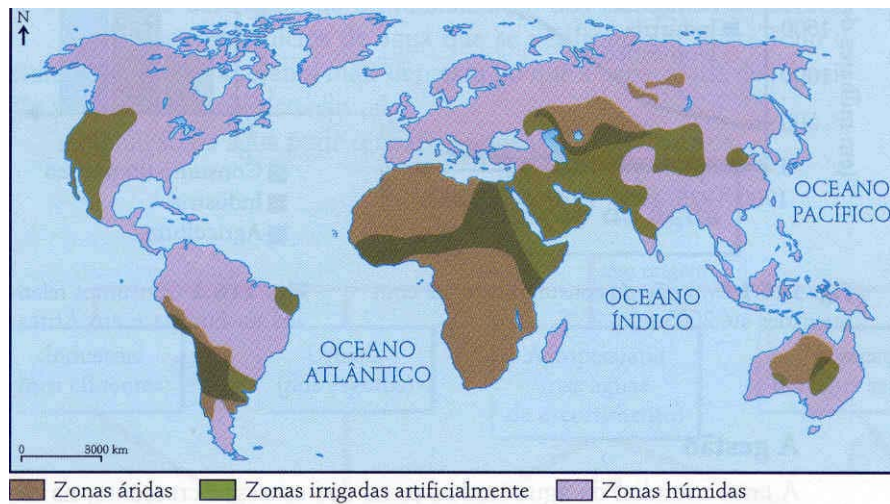


- A precipitação é um dos factores decisivos no que diz respeito a recursos hídricos superficiais e subterrâneos.
 - A água da chuva é parcialmente absorvida por parte do solo e vegetação.
 - Uma parte é devolvida à atmosfera por **evapotranspiração**.
 - Uma parte não regressa à atmosfera nem penetra no solo, escoando para as **bacias hidrográficas**, a **água de superfície**.
 - Uma parte penetra no subsolo até encontrar uma superfície impermeável, **as águas de infiltração**.
 - Quando a superfície é inclinada a água segue o declive, podendo emergir num local situado a enorme distância do local de infiltração.
 - Quando a superfície é côncava a água acumula-se.
 - Quando encontram uma falha de grandes dimensões podem escorrer até profundidades de várias centenas de metros e aí formar reservas subterrâneas durante um grande intervalo de tempo.
 - Aquela que não é absorvida é escoada para os rios e destes para os oceanos.



- A escassez da água (água potável) é um problema mundial, fazendo-se sentir os seus efeitos com intensidade diferente em diferentes alturas do ano em diferentes zonas geográficas.
 - Mas atenção, a abundância pode não ser uma benesse. Basta pensar nas inundações, um fenómeno cada vez mais recorrente nalgumas partes do globo, consequência das alterações climáticas devidas ao aquecimento

global. Pode existir abundância de água doce mas esta nem sempre é potável, o que pode resultar em escassez desta.

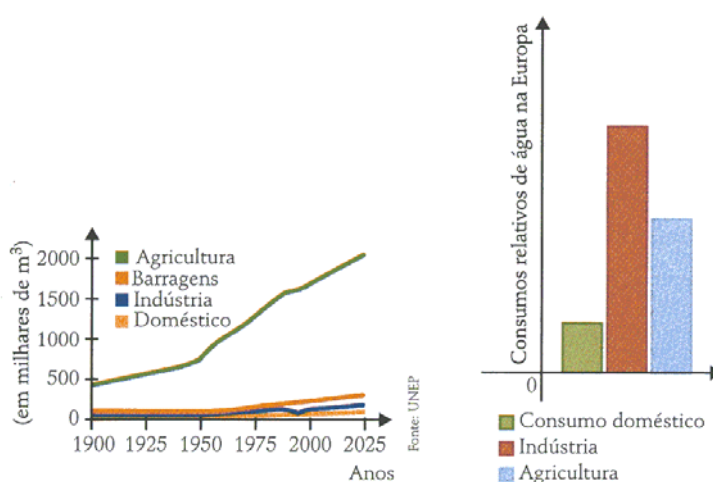


As inundações provocam a **lixiviação dos solos** (a água arrasta os principais nutrientes do solo, degradando-o e comprometendo a qualidade da água).

Constatamos uma assimetria geográfica entre **regiões auto-suficientes** e **regiões deficitárias em água**.

O consumo de água

- Agravando a escassez de água potável está a ser o cada vez maior consumo deste bem fundamental. Cada pessoa consome anualmente uma média de 600 m^3 , sendo destes 50 m^3 de água potável, o que equivale a um consumo de 137 L diariamente. Em média! Mas como a distribuição de água é desigual, o consumo é-o também. Em regiões favorecidas o consumo é certamente muito maior do que em regiões desfavorecidas.



A gestão da água

- O **crescimento demográfico**, o **desenvolvimento da indústria** e a **irrigação** multiplicaram, em poucas dezenas de anos, as utilizações da água, disparando a sua procura.
 - Em sociedades pré-industriais o consumo de água é baixo, mantendo-se constante ou aumentando muito lentamente.
 - Em países industrializados em ou em vias de industrialização o consumo de água cresce significativamente todos os anos, realce para aqueles em que a agricultura irrigada corresponde a um forte crescimento demográfico.
 - México e Índia são países em que a agricultura irrigada é responsável por um elevado consumo de água.
 - Alemanha é um dos países em que é a indústria a principal responsável pelo consumo de água.
- A gestão e a qualidade dos recursos hídricos é um dos desafios cruciais do século XXI. Há que implementar políticas que levem a um aproveitamento eficaz e a uma distribuição equitativa da água avertendo catástrofes humanitárias e conflitos armados.
 - Mais de 2000 milhões de pessoas não tiveram acesso ao fornecimento regular de água potável (2003).
 - 2400 milhões de pessoas não dispõem de saneamento básico (2003).
 - 2200 milhões de pessoas morrem todos os anos de doenças associadas à falta de água (2003).
 - **Melhorar a qualidade da água requer meios financeiros, técnicos e culturais, que a maioria dos países não tem.** A UE emitiu uma directriz que diz:

“A água não é um bem negociável como os outros, mas um património que é preciso proteger e defender como tal.”
 - Em **Portugal** a legislação que estabelece critérios e normas de qualidade com a finalidade de proteger, preservar e melhorar a água em função das suas principais utilizações é o **Decreto-Lei 74/90, de 7 de Março**.
 - As políticas implementadas e a implementar com vista ao combate ao desperdício são evidentes.

Um desenvolvimento sustentável passa pela satisfação das nossas necessidades presentes sem retirar a possibilidade das gerações futuras satisfazerem as suas

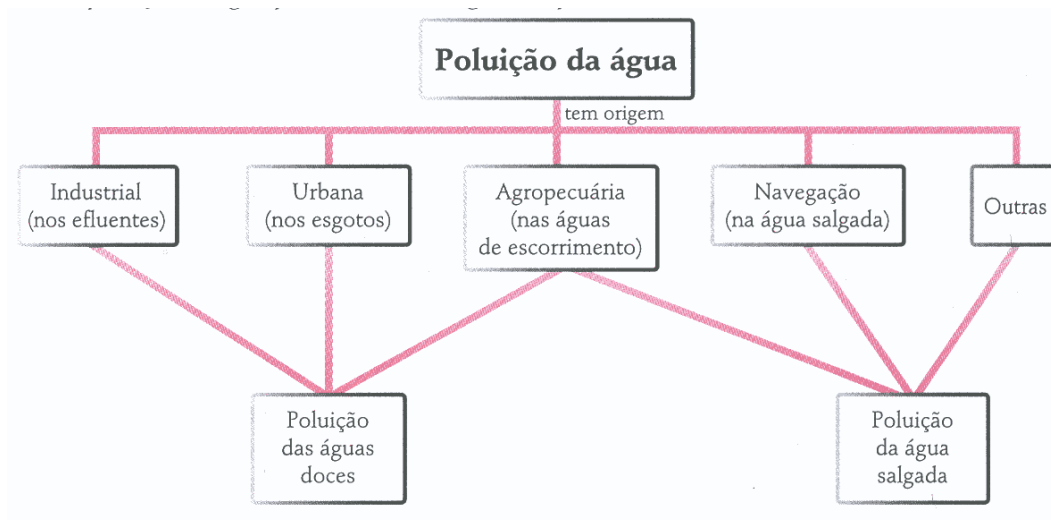
A poluição da água

- A acção humana está a perturbar consideravelmente o ciclo hidrológico natural. A procura aumenta mais depressa do que a capacidade de reposição pelo ciclo hidrológico natural

Para além de gastarmos água, e de a desperdiçarmos também, poluímos.

A água não se renova ao ritmo a que o Homem a polui. A facultade de regeneração natural das águas doces ou **auto-depuração** é definida como a **facultade que um rio, troço de rio ou um lago tem de absorver, sem dificuldade, uma determinada carga de poluição e de assegurar a destruição ou a mineralização dos elementos poluentes.**

A poluição da água pode ter origens diversificadas e manifestar-se de diferentes maneiras.



- **Poluição biológica** – provocada por microorganismos patogénicos que podem provocar doenças e até a morte
- **Poluição térmica** – provocada por aquecimento da água através de descargas de águas residuais usadas em processos de arrefecimento em indústrias e centrais térmicas
- **Poluição química** – provocada pela presença de produtos químicos prejudiciais

A qualidade da água e a legislação

- A água, dependendo do fim a que se destina, fins industriais, agricultura ou utilização doméstica, nem sempre é suficientemente pura para ser utilizada, pois muitas vezes se encontra poluída, por lixiviação ou descargas ilegais, especialmente por matéria orgânica proveniente dos solos, por fertilizantes e pesticidas.
- Existe legislação destinada a estabelecer parâmetros de valores para certas espécies químicas (e biológicas também) poderem existir na água, os quais são designados por **parâmetros de qualidade**, podendo variar consoante os objectivos subjacentes à utilização da água. Para cada um dos parâmetros, a legislação indica os seguintes valores:
 - **VMA** – valor máximo aceitável. Este valor **não pode** ser ultrapassado sob pena de prejuízo para a saúde pública.
 - **VMR** – valor máximo recomendado. Este valor **não deve** ser ultrapassado, podendo ser indício de contaminação, sob pena de colocar em risco a saúde pública.
- Actualmente existe uma **Directiva Europeia de 1980** que define a potabilidade da água por meio de mais de 60 parâmetros organolépticos, físico-químicos, tóxicos e microbiológicos, bastante rígidos, sendo que a tendência é para a adopção de critérios cada vez mais exigentes no que respeita à qualidade da água potável. Logicamente, os critérios de pureza para o consumo humano são os mais rígidos.
- A **legislação portuguesa** que estabelece os valores de **VMR** e **VMA** para os parâmetros da água é o **Decreto-Lei 236/98, de 1 de Agosto**.

Actividade: Pesquisa e utilização da Directiva Europeia e do Decreto-Lei 236/98, de 1 de Agosto, para apresentação em suporte de papel, sobre os parâmetros que regulamentam a qualidade da água de consumo humano, acompanhados dos respectivos VMR e VMA.

2.1 Água da chuva, água destilada e água pura

A água quimicamente pura (ponto de fusão igual a 0 °C, ponto de ebulição igual a 100 °C e densidade igual a 1,00 g/cm³), isenta de quaisquer substâncias nela dissolvidas, não existe na natureza.

Se não existisse poluição a água que mais se aproximaria da água pura seria a água da chuva uma vez que só conteria algum dióxido de carbono.

A água da chuva, caso não existisse poluição, seria comparável à água destilada, a qual é obtida por um processo de vaporização seguido de condensação por arrefecimento do vapor de água.

Quando no rótulo da água engarrafada se lê “água pura” tal não quer dizer que esta é quimicamente pura, mas somente que do ponto de vista alimentar esta é própria para consumo.

pH – uma medida da acidez, neutralidade e alcalinidade

O pH é um dos parâmetros mais importantes para a caracterização da água uma vez que fornece indicação acerca do maior ou menor grau de acidez ou alcalinidade de soluções aquosas.

- Sumos de laranja e limão, cerveja, coca-cola, café, leite, vinagre, espumante são exemplos de soluções aquosas com carácter ácido.
- A água quimicamente pura, a tal que não é possível encontrar na natureza, é neutra.
- Produtos de limpeza de vidros, chão e WC, produtos para combater a azia, quando em solução aquosa, são exemplos de soluções aquosas com carácter básico ou alcalino.

Escala de Sorensen e pH

Na **escala de Sorensen**, proposta em 1909, os valores de pH variam entre 0 e 14 tal que, a 25 °C, podemos dizer que se:

- **pH < 7, a solução é ácida**
- **pH = 7, a solução é neutra**
- **pH > 7, a solução é básica**

A **acidez** de uma solução será tanto **maior** quanto **menor** for o **valor do pH** e a **alcalinidade** de uma solução será tanto **maior** quanto **maior** for o **valor do seu pH**.

Mas atenção!

Em determinadas soluções, de concentração elevada, a acidez ou a alcalinidade podem ser tão grandes que o valor do pH pode deixar de fazer sentido, sendo mais importante o conhecimento da concentração.

Actividade: Discussão acerca do pH da pele. Serão o gel de banho e os restantes produtos de limpeza efectivamente neutros?

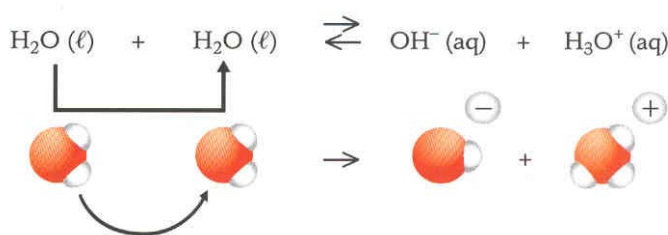
Auto-ionização da água

Uma solução conduz a corrente eléctrica quando contém iões.

A água no estado líquido representa-se por $H_2O(\ell)$. Querirá isto dizer que, numa amostra de água quimicamente pura, só existirão moléculas de água?

A água apresenta uma pequena condutibilidade eléctrica, i.e., ocorre passagem de corrente eléctrica, embora com dificuldade, o que implica que existem alguns iões na água pura.

- Qualquer amostra de água, no estado líquido, contém sempre **iões hidrónio**, ou **oxónio**, H_3O^+ , e **iões hidróxido**, OH^- , provenientes da **auto-ionização da água**, ou **auto-protólise da água**, uma reacção que ocorre entre as moléculas H_2O , descrita através da seguinte equação química:



- A constante de equilíbrio correspondente a esta reacção toma o nome de **constante de ionização da água** ou **produto iónico da água**, K_w :

$$K_w = [H_3O^+]_e \cdot [OH^-]_e, \text{ tal que, a } 25^\circ\text{C, } K_w = 1,00 \times 10^{-14}$$

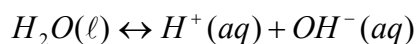
- É uma **reacção de equilíbrio** que é **pouco extensa no sentido directo**, i.e., a constante de equilíbrio tem um valor muito pequeno, o que implica que estes iões estejam presentes em pequena quantidade.
- Como qualquer constante de equilíbrio, **o produto iónico da água varia com a temperatura**, aumentando com o aumento de temperatura, conforme indicado pela tabela seguinte.

$T (^{\circ}\text{C})$	K_w
0	$0,11 \times 10^{-14}$
10	$0,29 \times 10^{-14}$
20	$0,67 \times 10^{-14}$
25	$1,00 \times 10^{-14}$
30	$1,47 \times 10^{-14}$
40	$2,71 \times 10^{-14}$
50	$5,47 \times 10^{-14}$
60	$9,55 \times 10^{-14}$
100	$51,3 \times 10^{-14}$

- A **auto-ionização da água** é, assim, uma **reacção endotérmica**.
- Em qualquer solução aquosa temos que $K_w = [H_3O^+]_e \cdot [OH^-]_e$.
 - Se $[H_3O^+]_e > [OH^-]_e$ **a solução é ácida**
 - Se $[H_3O^+]_e < [OH^-]_e$ **a solução é básica**
 - Se $[H_3O^+]_e = [OH^-]_e$ **a solução é neutra** e, a 25 °C, como $K_w = [H_3O^+]_e \cdot [OH^-]_e$, tal que $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$, temos que $[H_3O^+]_e = [OH^-]_e = \sqrt{K_w}$, ou seja, $[H_3O^+]_e = [OH^-]_e = \sqrt{1,00 \times 10^{-14}}$, obtendo-se $[H_3O^+]_e = [OH^-]_e = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$.

Concentração hidrogeniónica e pH

- $pH = -\log[H_3O^+]$
 - O logaritmo é uma função matemática que ajuda a representar números muito grandes, ou muito pequenos, de uma forma simples. Por exemplo, $\log 10^{-2} = -2$; $\log 10^2 = 2$; $\log 10^x = x$.
 - A **concentração hidrogeniónica**, $[H_3O^+]$, determina o pH da água e das soluções aquosas.
- Porque é o pH da água pura, a 25 °C, igual a 7?
 - $pH = -\log(1,00 \times 10^{-7}) \Leftrightarrow pH = -(-7) \Leftrightarrow pH = 7$
- A auto-ionização da água também se pode representar por



sendo o produto iónico dado por

$$K_w = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e$$

e o pH vem como

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

Acidez da água da chuva

- A água pura é neutra mas a água da chuva é ácida. Mesmo em zonas não poluídas, o dióxido de carbono existente na atmosfera, é o responsável pela acidez da água.
- Para além disso, quando a água evapora, deixando para trás todos os resíduos, condensando no seu estado mais puro, a água, que passa a ser a água da chuva, dissolve e transporta quantidades apreciáveis de gases, poeiras e microorganismos em suspensão na atmosfera.
- Com alguma facilidade se nota o resíduo seco deixado pela água da chuva quando evapora numa superfície limpa, fenómeno ainda mais visível em zonas de poluição, onde substâncias poluentes aprisionadas pela água têm efeitos mais abrangentes do que a simples sujidade. Não é, portanto, aconselhável o consumo de água da chuva, a não ser para rega agrícola.
- A água da chuva apresenta, assim, um pH inferior a 7 (cerca de 5,6), dependendo o valor do dióxido de carbono dissolvido. O CO_2 , quando se

dissolve em água pura, possui a capacidade de aumentar a $[H_3O^+]$ para um máximo de $2,51 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$, o que explica a acidez da água da chuva.

- A presença de algumas espécies químicas na água, ou em soluções aquosas, pode fazer variar a $[H_3O^+]$, ou a $[OH^-]$, o que pode modificar o carácter químico da solução.
- A diminuição de uma unidade na escala de pH corresponde a um aumento de 10 vezes na acidez. Uma diminuição de duas unidades corresponde a um aumento de 100 vezes na acidez...
- A relação $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$ é válida não só para a água pura mas também para as soluções aquosas, em que também nestas ocorre o fenómeno de auto-ionização da água, de modo que, conhecendo a $[H_3O^+]$ se pode calcular a $[OH^-]$.

AL 2.1 – Ácido ou base: uma classificação de alguns materiais

Ácidos e bases. Evolução de conceitos

Os antigos químicos verificaram que as soluções aquosas de algumas substâncias tinham um gosto azedo e que outras tinham um gosto amargo e eram escorregadias ao tacto, como as cinzas. Às primeiras deram o nome de **ácidos** e às segundas **alcalis** (bases).

A palavra ácido provém do latim “acidus”, que significa azedo.

A palavra alcali deriva do árabe “al kali”, que significa cinzas.

Verificaram que existe uma propriedade que as permite identificar e que é a **capacidade de alterar a cor de certos extractos de plantas** e que tanto os ácidos como as bases em solução conduzem a corrente eléctrica, i.e., **são electrólitos**, ou seja, originam iões e por isso conduzem a corrente eléctrica. Assim, as propriedades dos ácidos e das bases podem ser sintetizadas no quadro seguinte:

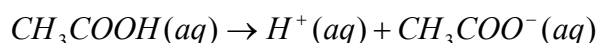
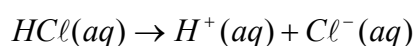
Ácidos	Bases
<ul style="list-style-type: none">• São solúveis em água• São electrólitos• São corrosivos• Têm sabor azedo• Avermelham a tintura azul de tornesol• Reagem com metais, libertando hidrogénio• Reagem com o carbonato de cálcio, libertando dióxido de carbono	<ul style="list-style-type: none">• São solúveis em água• São electrólitos• São corrosivos• Têm sabor amargo• Tornam carmim a solução alcoólica de fenolftaleína• São escorregadias (macias) ao tacto

Sabemos que existem substâncias que, não se enquadrando nestas duas categorias, originam soluções aquosas **neutras**.

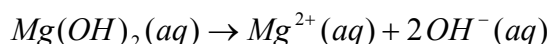
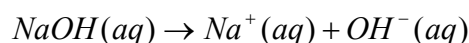
Teoria de Arrhenius

- Durante muito tempo os critérios para a definição do que era um ácido ou uma base não envolviam uma explicação lógica e baseavam-se em propriedades organolépticas.
- Posteriormente, químicos como Robert Boyle, Antoine Lavoisier, Bertholet Davy e Liebig apresentaram conceitos de ácido e de base baseados nos comportamentos de substâncias com essas características, como a alta condutividade eléctrica que estas substâncias apresentam em solução aquosa, sintoma da existência de iões em solução.
- **Svante Arrhenius** (1859-1927), químico sueco, associou as **propriedades ácidas** à presença do ião H^+ , ou H_3O^+ , em solução e as **propriedades básicas** à presença do ião OH^- , propondo em 1887 os seguintes conceitos:

Ácido é toda a substância que em solução aquosa produz iões H^+ .



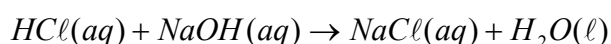
Base é toda a substância que, contendo grupos OH , em solução aquosa liberta iões OH^- .

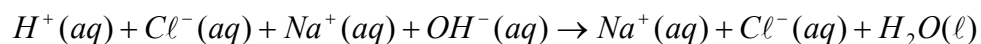
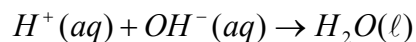


- Sendo o ião H^+ responsável pelas propriedades ácidas e o ião OH^- responsável pelas propriedades básicas, a reacção de neutralização entre um ácido e uma base implicava a combinação desses iões para a formação de uma molécula de água.

Reacção entre o ácido clorídrico e o hidróxido de sódio

Equação “molecular”



Equação iónica**Eliminando os iões espectadores:**

- **Se numa solução aquosa:**

$[H^+] = [OH^-]$, a solução é **neutra**

$[H^+] > [OH^-]$, a solução é **ácida**

$[H^+] < [OH^-]$, a solução é **básica** ou **alcalina**

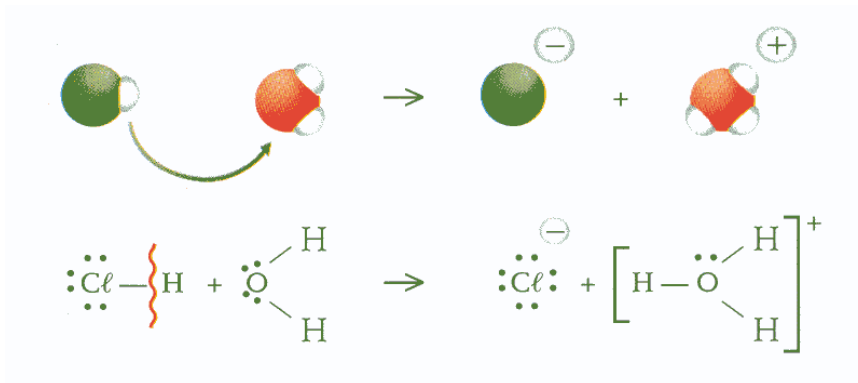
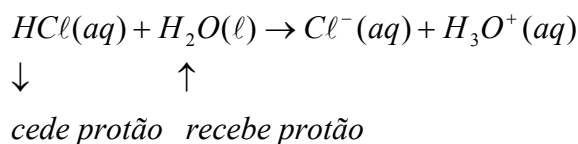
Teoria protónica de Brønsted-Lowry

Embora Arrhenius tivesse reconhecido correctamente que as características ácidas e básicas de uma solução se deviam à presença dos iões H^+ e OH^- , não conseguiu explicar:

- o facto de existirem substâncias, como o amoníaco, NH_3 , que, não contendo grupos OH , se comportarem como bases. Para além disso, a sua definição de ácido ou base tinha sido pensada para o caso da água ser o solvente. Ora, existem outros solventes que potenciam as reacções ácido-base.
- as reacções entre ácidos e bases em fase gasosa
- a acidez e basicidade de algumas soluções de sais
 - o carbonato de cálcio origina soluções alcalinas
 - o cloreto de amónio origina soluções ácidas

Em 1923, J.N. Brønsted (1879-1947), químico dinamarquês, e T.M. Lowry (1874-1936), químico inglês, apresentaram a teoria conhecida como a **teoria protónica de Brønsted-Lowry**, a qual refere que **ácido é toda a espécie que cede protões (H^+) e base toda a espécie que os recebe.**

Assim, a título de exemplo, **o cloreto de hidrogénio é um ácido em solução aquosa:**

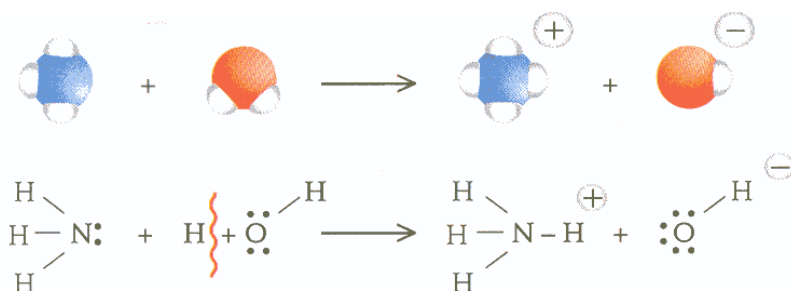
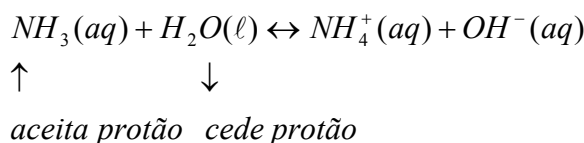


HCl **cede um protão**: comporta-se como **ácido**.

H_2O **aceita um protão**: comporta-se como **base**.

Um ácido é uma espécie dadora de protões e, conseqüentemente, em solução aquosa provoca o aumento da concentração de iões hidrónio, H_3O^+ .

Conseqüentemente, a título de exemplo, **o amoníaco é uma base em solução aquosa:**



NH_3 **aceita um protão**: comporta-se como **base**.

H_2O **cede um protão**: comporta-se como **ácido**.

Uma base é uma espécie aceitadora de protões e, conseqüentemente, em solução aquosa provoca o aumento da concentração de iões hidróxido, OH^- .

- Segundo a teoria protónica, **um ácido só se comporta como tal na presença de uma base e vice-versa.**

Pares ácido-base conjugados

- Quando um ácido cede um protão transforma-se numa base, designada de **base conjugada** desse ácido.
- Quando uma base aceita um protão transforma-se num ácido, designado de **ácido conjugado** dessa base.
- **Um par ácido-base conjugado é constituído por duas espécies químicas que diferem num protão.**

Assim, de acordo com os exemplos anteriores, os pares ácido-base conjugados são:

- HCl / Cl^- e H_3O^+ / H_2O
- H_2O / OH^- e NH_4^+ / NH_3

Espécies anfotéricas

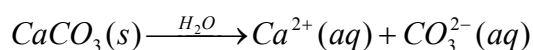
Como deves ter anteriormente reparado, a água pode funcionar como uma base e como um ácido, dependendo da reacção em que participa.

Espécies que em certas situações se comportam como ácidos e noutras como bases designam-se por espécies anfotéricas ou anfóteros.

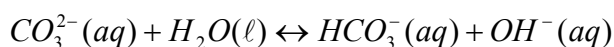
Assim, **o comportamento de uma espécie anfotérica, quer como ácido, quer como base, depende das características da outra espécie com a qual vai reagir.** Se esta tem maior capacidade de ceder protões do que a espécie anfotérica, a espécie anfotérica funciona como uma base. Se possui maior tendência do que a espécie anfotérica para aceitar protões, a espécie anfotérica funciona como um ácido.

Porque é que o carbonato de cálcio origina soluções básicas?

- O carbonato de cálcio, em solução aquosa, dissocia-se, tal que:

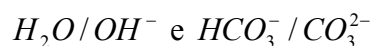


- Os iões Ca^{2+} são espectadores logo apenas interessa o papel desempenhado pelos iões carbonato os quais reagem com a água:



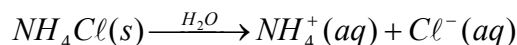
- CO_3^{2-} funciona como base pois é uma espécie aceitadora de protões.
- H_2O funciona como ácido pois é uma espécie dadora de protões.

- Os pares ácido-base conjugados, **ácido1 / base1** e **ácido2 / base2** são:

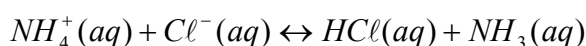


Porque é que o cloreto de amónio origina soluções ácidas?

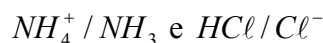
- O cloreto de amónio, em solução aquosa, dissocia-se, tal que:



- Os iões Cl^- e os iões amónio, em solução aquosa, interagem:



- Cl^- funciona como base pois é uma espécie aceitadora de protões.
- NH_4^+ funciona como ácido pois é uma espécie dadora de protões.
- Os pares ácido-base conjugados, **ácido1 / base1** e **ácido2 / base2** são:



Água destilada e água desionizada

- Em laboratórios de análise é necessário utilizar água com elevado grau de pureza por forma a evitar a contaminação das amostras em estudo.
- A água destilada é utilizada no dia-a-dia com a designação (errada!) de água purificada.
 - É utilizada em baterias de automóvel e ferros de engomar. Porquê? Porque se fosse utilizada água não destilada ir-se-iam formar resíduos secos, como resultado das sucessivas evaporações, cuja acumulação seria prejudicial.
 - Durante a destilação, as impurezas são removidas por um processo de vaporização, seguido de condensação. A água pode ser sujeita a uma segunda destilação, para melhorar o seu grau de pureza, tomando a designação de água bidestilada. Todavia está ainda muito longe de ser água purificada (teria de sofrer outras 38 destilações!).
- A água desionizada é uma água que não tem praticamente sais dissolvidos, mas pode conter ainda compostos não iónicos, como SiO_2 ou matéria orgânica.

- A desionização da água é uma técnica que permite a remoção dos sais devido à passagem desta por uma resina de troca iónica, na qual se dá uma troca de iões com a resina.
 - Os iões negativos (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , Cl^-) ficam retidos na resina e são substituídos por iões OH^- .
 - Os iões positivos (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+}) são trocados na resina por iões H^+ .

Em conclusão: a água bidestilada pode ser desionizada e, posteriormente, ser filtrada por uma membrana de baixa porosidade para remover a matéria orgânica.

O valor do pH da água da chuva ronda sempre os 5,6. Porquê? Se se deixar água pura, ou água destilada, em contacto com a atmosfera o valor do pH manter-se-á, diminuirá ou aumentará?