

Una proposta didattica volutamente incompleta sugli acidi e sulle basi.

II – Organizzazione dei contenuti

ERMANN NICCOLI (*)

Riassunto

La seconda parte del presente articolo delinea la struttura del modulo “acidi e basi” e di conseguenza l’organizzazione dei contenuti in funzione della strategia didattica individuata. Questa si basa sulle seguenti scelte: viene deciso di introdurre direttamente la teoria di Lowry e Brønsted, tralasciando le teorie di Arrhenius e di Lewis; si parte esaminando le proprietà dell’acqua e quindi si descrive come queste vengano modificate dalla presenza di un soluto; si esaminano separatamente le caratteristiche delle soluzioni basiche, acide e neutre; le caratteristiche delle soluzioni esaminate sono spiegate tramite la teoria di Lowry e Brønsted; si fanno seguire argomenti annessi quali i solventi anfiprotici e l’effetto di livellamento da un lato, e la misura dell’acidità, espressa come pH, e le soluzioni tamponate dall’altro. Il modulo così concepito consiste in una mappa concettuale le cui caselle corrispondono alle varie unità didattiche.

Ogni unità didattica viene esaminata nei suoi contenuti e vengono suggeriti metodi di lavoro.

La proposta didattica volutamente incompleta è rivolta a studenti del triennio conclusivo della scuola secondaria superiore.

1. Quale strategia didattica

Da un punto di vista didattico l’articolazione di un modulo sugli acidi e sulle basi può essere realizzato seguendo criteri diversi.

Si può seguire una impostazione a carattere storico illustrando, sulla falsa riga dell’approfondimento [1], lo sviluppo dei concetti a partire dall’alchimia. In questo contesto viene evidenziato come ciascuna teoria in un certo senso rappresenti la “correzione” o meglio la generalizzazione e l’ampliamento di significato delle teorie che precedono. Nella trattazione storica è agevole introdurre anche aspetti non strettamente chimici, di conseguenza il metodo si presta ad attività interdisciplinari.

Si può tentare un approccio prevalentemente sperimentale: questa modalità richiede tempi di esecuzione molto lunghi, di conseguenza può essere utilizzata solamente se si affronta lo studio della chimica in modo non sistematico, introducendo i concetti chimici fondamentali attraverso lo sviluppo di pochi argomenti significativi.

Si può progettare, come è stato fatto [2], un intervento più elaborato basato su attività di laboratorio ma ispirato all’evoluzione storica dei concetti di acido e di base.

Si può semplicemente sviluppare l’argomento in base ad una delle teorie note, nella fattispecie le teorie di Arrhenius, di Lowry e Brønsted o di Lewis. Questo tipo di approccio privilegia una delle teorie ma organizza i contenuti secondo connessioni logiche che lasciano in ombra gli aspetti storici.

È comunque sconsigliabile trattare in sequenza teorie diverse al di fuori di ogni considerazione a carattere storico, ad esempio introducendo la teoria di Arrhenius e successivamente allargando il discorso alla teoria di Lowry e Brønsted, quasi che la seconda fosse un’appendice della prima.

Questo tipo di percorso, in realtà molto praticato perché apparentemente meno problematico, riduce l’insegnante a navigare a vista lungo un percorso poco lineare; in presenza di una utenza che non eccelle, si può correre il rischio di una percezione dissociata, che porterà gli alunni a pensare che esistano sia gli “acidi di Arrhenius” che gli “acidi di Lowry e Brønsted” o inversamente si corre il rischio di una percezione sincretica del tipo “scrivo H^+ oppure H_3O^+ , a seconda di come mi fa comodo, senza però capire bene dove stia la differenza”.

Ulteriore confusione è causata dal fatto che talvolta, ad esempio trattando di calcoli stechiometrici, pur ragionando nell’ambito della teoria di Lowry e Brønsted, per brevità di scrittura si indica con H^+ lo ione ossonio.

In generale bisogna porre molta attenzione a non introdurre concetti distorti o lacunosi perché, come sappiamo, è molto più facile introdurre un concetto nuovo piuttosto che rimuovere un concetto sbagliato precedentemente acquisito.

Nella presente proposta si decide di tentare un aggiornamento dell’argomento, a questo scopo *non si considera la teoria di Arrhenius sugli acidi e sulle basi*. Questa teoria, forse utile in quanto didatticamente più semplice a livello di biennio iniziale della scuola secondaria superiore, a livello di triennio è tutto sommato limitativa, non più coerente con i dati sperimentali e, come è stato detto, possibile fonte di confuse sovrapposizioni se trattata contestualmente alla teoria di Lowry e Brønsted.

Tenuto conto che tra i prerequisiti è previsto che gli studenti conoscano la teoria della dissociazione elettrolitica di Arrhenius e l’applicazione della legge dell’azione di massa agli equilibri ionici, rispetto all’ordine dei concetti usualmente suggerito dai libri di testo, viene deciso di anticipare le reazioni di dissociazione dell’acqua, degli acidi e delle basi già nella forma che poi troverà il suo naturale inquadramento con la teoria di Lowry e Brønsted.

Il punto più debole della presente proposta sta nel fatto che inizialmente per i concetti di “acido”, “basico” e “neutro” ci dobbiamo appoggiare a significati di senso comune o, comunque, a significati appresi nella scuola dell’obbligo. Questo rovesciamento di procedure si basa su di una serie di assunti.

Quando facciamo riferimento al concetto di ione ossonio, e con esso alle sue forme idratate, non ci riferiamo semplicemente

mente all'ipotesi di Lowry, ma ad una realtà molecolare accertata sperimentalmente tramite la spettrometria di massa [3], non c'è quindi nessuna difficoltà nel definire gli acidi come sostanze le cui molecole portate in soluzione acquosa generano ioni ossonio; di conseguenza fino dall'inizio è possibile scrivere le reazioni di dissociazione degli acidi.

In modo analogo il ruolo di acido e di base dell'acqua verrà successivamente definito, ma nel frattempo possiamo scrivere la dissociazione dell'acqua nella forma corretta per giustificare la sua leggera conducibilità.

Un poco più complesso appare il problema delle basi in quanto la definizione data da Lowry e Brønsted allarga molto e generalizza il concetto di base, tuttavia essendo stato deciso di focalizzare l'attenzione sulle soluzioni acquose il carattere basico delle soluzioni resta legato alla presenza dello ione idrossido, così come il carattere acido è legato alla presenza dello ione ossonio.

La decisione di trattare innanzi tutto le soluzioni acquose, nonostante che gli sviluppi della teoria di Lowry e Brønsted allarghino lo sguardo a tutti i solventi anfiprotici, si giustifica come segue:

- parlando di acidi e di basi usualmente ci si riferisce a soluzioni acquose, la base "ammoniacale", ad esempio, non è l'ammoniaca pura allo stato liquido, che di per sé è un solvente anfiprotico, ma la soluzione acquosa di NH_3 , così pure l'acido cloridrico è la soluzione acquosa di HCl ;
- tutta la problematica relativa agli acidi o alle basi a differente concentrazione è di norma riferita a soluzioni acquose;
- i lavori sugli acidi e sulle basi storicamente importanti trattano di soluzioni acquose;
- la chimica biologica, uno dei traguardi fondamentali dello studio della chimica generale, è riferita a sostanze in solu-

zione acquosa;

- l'acqua è il solvente onnipresente nella chimica dell'ambiente.

Solo successivamente, parlando della forza degli acidi e delle basi, si introducono i solventi anfiprotici e con essi l'effetto di livellamento.

La teoria di Lewis a sua volta non viene considerata per la ragione che segue. Rispetto alla teoria di Lowry e Brønsted generalizza anche il concetto di acido, introducendo gli acidi aprotici, aprendosi così ad istanze relative ad alcune reazioni organiche e alla chimica dei composti di coordinazione: questi argomenti difficilmente trovano posto in un insegnamento a livello di scuola secondaria.

Da tutte queste riflessioni si ricava una *strategia didattica* articolata nei seguenti punti:

- » si parte dall'osservazione di alcune proprietà dell'acqua
- » si osserva come queste proprietà intervengano nella formazione delle soluzioni
- » si osserva come le proprietà dell'acqua vengono in parte modificate per dissoluzione di varie sostanze con formazione di soluzioni acide, basiche e neutre;
- » si enuncia la teoria di Lowry e Brønsted capace di inquadrare in un'unica definizione le reazioni chimiche osservate;
- » si introduce quindi una prima parte, a carattere teorico, riguardante i solventi anfiprotici e l'effetto di livellamento;
- » si introduce infine una seconda parte, a carattere pratico, riguardante l'espressione del pH, le misure di acidità, e l'uso delle soluzioni tampone.

Questa strategia è rappresentata nella struttura del modulo "acidi e basi" sotto forma di una mappa concettuale (Fig. 4), dove ogni casella numerata corrisponde ad una unità didattica, che viene in seguito dettagliata e documentata.

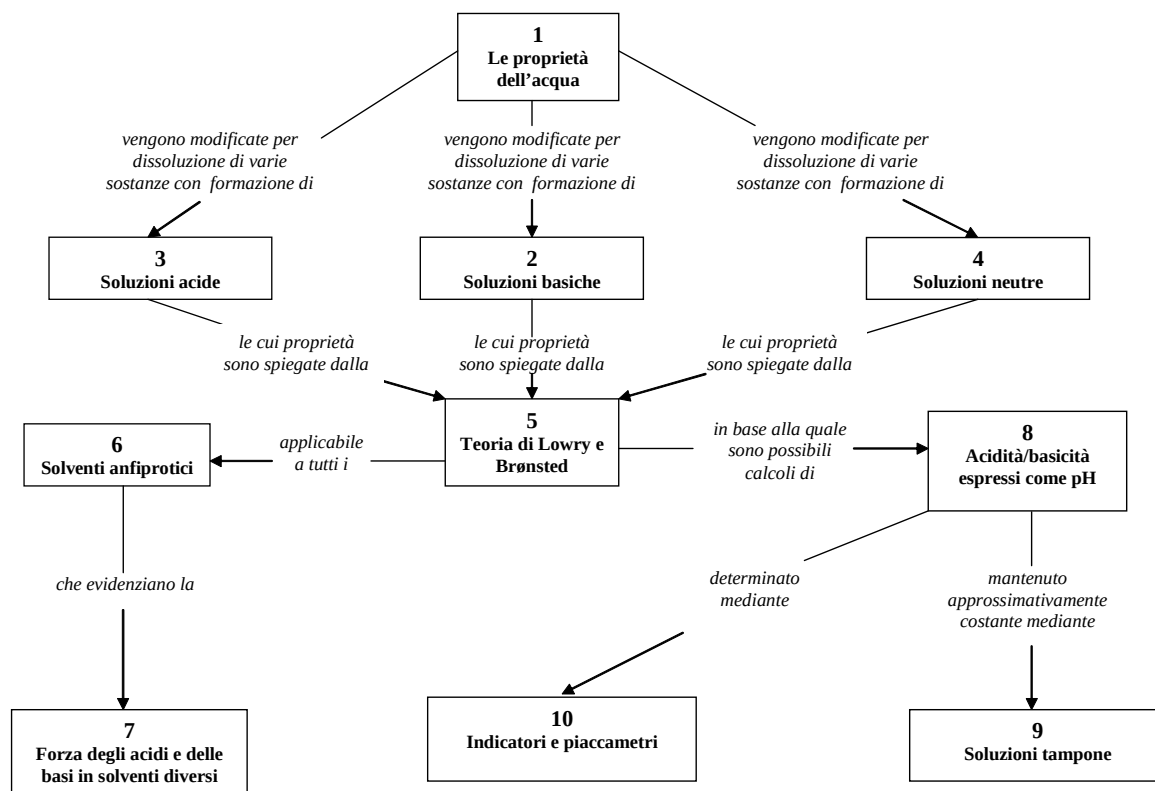


Figura 4

Ne scaturisce un progetto di lavoro che nelle intenzioni è organico ed essenziale, che suggerisce ma non vincola sul piano delle metodologie didattiche, che eventualmente influisce sulla formulazione degli obiettivi e che assembla i contenuti didatticamente rilevanti secondo sequenze tendenti a facilitare l'apprendimento oltre che l'insegnamento.

I tempi scolastici sono sempre terribilmente stretti, quindi una programmazione di questo tipo sintetica ma ben articolata può risultare più impegnativa ma funzionale. Disponendo di maggior tempo, si può arricchire la mappa o ampliare l'attività di laboratorio.

2. Esame delle unità didattiche

Unità didattica n. 1: alcune proprietà dell'acqua

Come è stato detto, inizialmente si prendono in considerazione alcune proprietà dell'acqua. Una proprietà dell'acqua di grande interesse può essere introdotta a partire da quanto rappresentato nella parte superiore della figura 5.

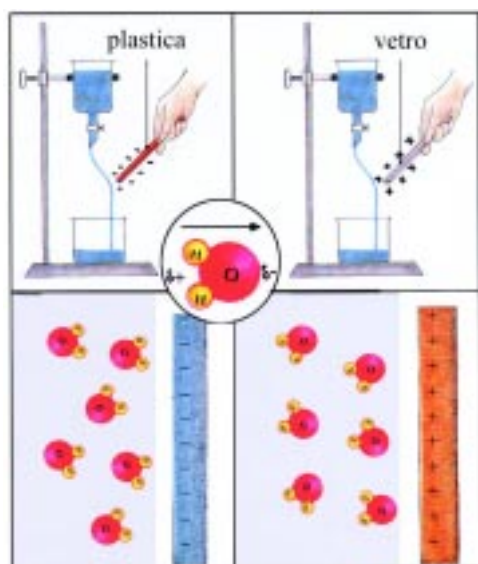


Figura 5

L'immagine descrive una esperienza di laboratorio facilmente realizzabile [4] anche a partire da una modesta attrezzatura; sarà sufficiente disporre di rubinetti da cui fare scendere un filo d'acqua, delle bacchette di vetro, altre di plastica e di qualche conoscenza di fisica. Si può anche proporre un lucido, contenente la figura 5. Si deve sottolineare che la parte superiore dell'immagine si riferisce agli aspetti macroscopici (sperimentali) e la parte inferiore agli aspetti submicroscopici (esplicativi).

Questi ultimi ci dicono che l'acqua è una sostanza polare ossia è costituita da particelle (molecole) che sono dotate di un momento dipolare; la spiegazione dei fenomeni osservati a partire dalla polarità delle molecole d'acqua può non essere immediata e richiedere una fase di discussione.

Come si vedrà nelle unità didattiche successive, il carattere polare dell'acqua spiega come questa sia un ottimo solvente per molte categorie di sostanze.

È importante sottolineare a questo punto che il potere solvente dell'acqua è provato dal fatto che per ottenere acqua ad un elevato stato di purezza è necessario distillarla più volte entro apparecchiature di quarzo sotto atmosfera iner-

te, ad esempio sotto azoto, in quanto l'acqua tende a sciogliere sia l'ossigeno che l'anidride carbonica dell'atmosfera oltre a piccole quantità di elettroliti del vetro delle apparecchiature¹.

Le sostanze disciolte modificano sensibilmente le proprietà dell'acqua pura, ad esempio la sua conducibilità elettrica. È senza dubbio utile dimostrare che le sostanze disciolte a contatto dell'aria modificano la debole conducibilità dell'acqua pura, (conduttività pari a $0,0548 \cdot 10^{-6} \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ a 24°C); si può fare questo, mediante il conduttimetro² riportato in figura 6: si confronta la conducibilità dell'acqua appena bollita e raffreddata lontano dal contatto dell'aria con quella della stessa acqua dopo che è stata per un certo tempo a contatto dell'aria, eventualmente sotto agitazione.

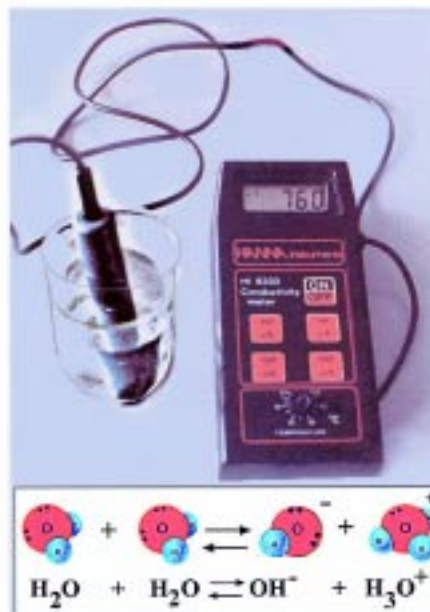


Figura 6

Si deve tuttavia specificare che il conduttimetro di cui sopra non ha la sensibilità necessaria a rilevare la conducibilità dell'acqua pura; a questo scopo servono apparecchiature più raffinate.

Nella figura 7 viene spiegato in termini chimici da che cosa dipende la conducibilità dell'acqua pura e si scrive per la prima volta la reazione di dissociazione dell'acqua.

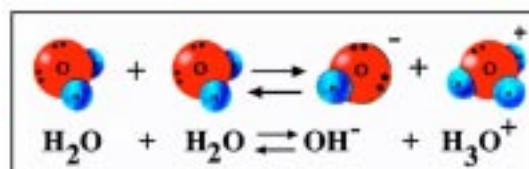


Figura 7

La reazione riportata, nonostante che sia importantissima e centrale per tutto ciò che diremo in seguito, viene qui presentata in via preliminare, senza sottolineature di sorta.

È molto utile accompagnare la reazione scritta in linguaggio chimico con una rappresentazione espressa in linguaggio iconico che visualizzando quanto si vuole dire, lo rende

¹ Anche il vetro normalmente utilizzato per le apparecchiature di laboratorio a contatto dell'acqua rilascia sostanze.

² Questo conduttimetro ha un costo modesto e, se acquistato dalla scuola, è utilizzabile anche nel Laboratorio di Fisica o nel corso di Laboratorio di Fisica e Chimica.

meno “astruso”.

È importante ricordare che esistono prove sperimentali dell'esistenza dello ione ossonio variamente idratato [3] e per fissare il concetto, si può dedicare un poco di tempo a costruire con il pongo dei modelli (Fig. 8).

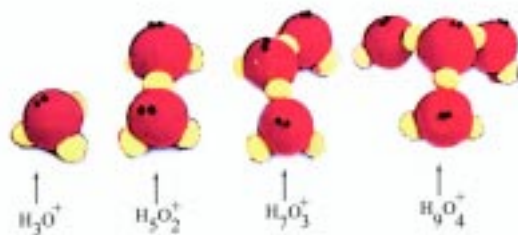


Figura 8

Questi modelli nella loro semplicità non possono mettere in evidenza le differenze tra i legami intermolecolari (covalenti polari) ed i legami intermolecolari (legami ad idrogeno). È consigliabile quindi, come riportato in figura, affiancare ai modelli la rappresentazione con linguaggio chimico delle forme idratate.

Allo scopo di aumentare la familiarità degli studenti con gli argomenti chimici, a questo punto si valuta l'opportunità di eseguire con gli studenti un semplice calcolo stechiometrico: applicando la legge dell'equilibrio chimico alla dissociazione dell'acqua a 24°C; si ricava l'espressione del prodotto ionico ed il valore della K_w (key water):

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Si può quindi accelerare un poco le procedure semplicemente enunciando che il carattere neutro dell'acqua è legato alle seguenti relazioni di eguaglianza:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad (5)$$

Si può anche cogliere l'occasione per sottolineare che la K_w varia con la temperatura e per commentare la tabella che segue.

t °C	K_w
0	$0,1 \cdot 10^{-14}$
10	$0,29 \cdot 10^{-14}$
24	$1,00 \cdot 10^{-14}$
37	$2,52 \cdot 10^{-14}$
40	$2,91 \cdot 10^{-14}$
50	$5,47 \cdot 10^{-14}$

Lo studente scoprirà in seguito che questa grandezza, nonostante il suo valore molto piccolo, è molto importante. È opportuno quindi aiutare lo studente ad farsi una rappresentazione mentale sufficientemente corretta di questa quantità attraverso paragoni o metafore di vario tipo.

Per fare ciò si propone il confronto tra un bicchiere d'acqua ed il contenuto in acqua di un vaso artificiale, sottolineando che se noi potessimo per assurdo riunire tutte le molecole dissociate contenute nel lago si otterrebbe all'incirca un bicchiere di acqua.

Un altro modo per ottenere lo stesso risultato è ricorrere all'illustrazione riportata di seguito in figura 9, ispirata ad un noto libro di testo [5].



Figura 9

Si chiude questa parte con una considerazione che in realtà contiene tutta la filosofia del modulo e prelude alle tre unità didattiche che seguono: *sciogliendo sostanze varie nell'acqua le proprietà della medesima vengono modificate e le soluzioni possono assumere carattere basico o acido oppure mantenere carattere neutro mentre varia la conducibilità.*

Unità didattica n. 2: formazione di soluzioni acquose basiche

Questa unità relativa alle soluzioni acquose basiche, ha un prevalente carattere operativo e parte, descrivendo per queste soluzioni le caratteristiche che seguono.

» Lisciviose al tatto, hanno il sapore amaro e allappante che caratterizza la Soda Solvay e il Sapone di Marsiglia (molte soluzioni basiche sono caustiche per cui bisogna dettare norme di cautela per l'assaggio).

» Fanno assumere colori caratteristici a particolari sostanze dette indicatori.

» Presentano una buona conducibilità elettrica, superiore a quella dell'acqua di partenza.

» Possono essere neutralizzate da quantità opportune di soluzioni acide.

Successivamente si enuncia³ che *le soluzioni basiche si formano per dissoluzione in acqua di quelle sostanze che provocano un aumento degli ioni idrossido (OH).*

Ne segue che la (5) viene così modificata:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} < [\text{OH}^-]$$

A questo punto sarebbe opportuno organizzare delle esercitazioni di laboratorio dove si possa osservare con l'aiuto di indicatori come il carattere basico sia dovuto al discioglimento di sostanze diverse, ad esempio idrossido di sodio, carbonato di sodio, cenere di legna, acetato sodico,

³ Inevitabilmente si opera sempre in bilico tra metodologie le più efficaci e formative possibili e metodologie a carattere informativo destinate a recuperare i tempi necessari per rappresentare una struttura disciplinare minimamente completa.

calce, ammoniaca⁴.

Nella figura che segue (Fig.10) viene rappresentato il discioglimento dell'idrossido di sodio con liberazione di ioni $[\text{OH}^-]$; deve essere specificato che l'idrossido di sodio è già sotto forma di ioni allo stato solido.

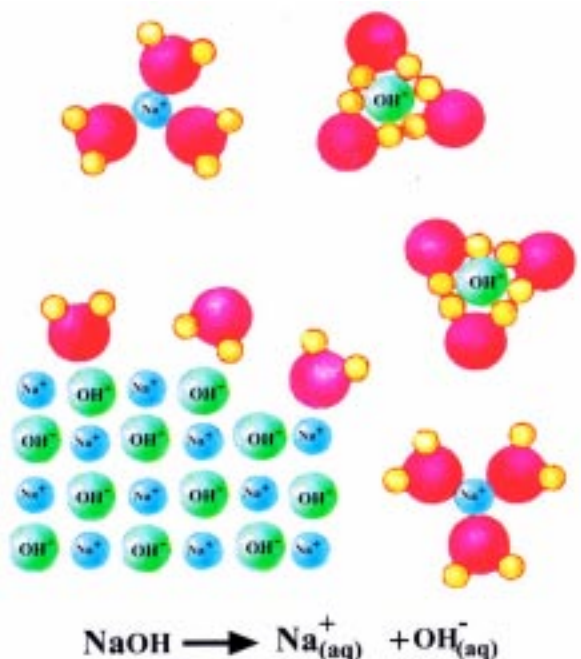


Figura 10

Al solito la rappresentazione è data sia in linguaggio chimico che in linguaggio iconico; il cristallo di NaOH è schematicamente simboleggiato come disposizione regolare sul piano di ioni Na^+ e OH^- alternati. L'azione dissolvente dell'acqua è spiegata come *azione dei dipoli dell'acqua* che tendono ad affollarsi intorno agli ioni ed a neutralizzare i legami ionici. Gli ioni passano in soluzione sotto forma di *ioni idratati*⁵.

Un altro esempio completamente diverso di dissoluzione con formazione di soluzione basica è quello dell'ammoniaca (Fig. 11).

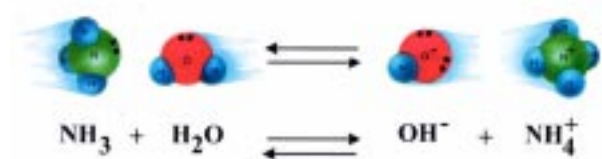
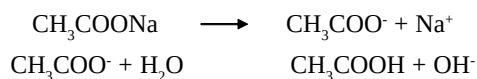


Figura 11

L'ammoniaca, come indicato in figura 11, dà luogo ad un equilibrio non completamente spostato a destra al quale si può applicare la legge Guldberg e Waage.

Un terzo esempio ancora diverso è dato dalla dissoluzione di un sale quale l'acetato di sodio:



Si fa notare che in questo caso non vanno in soluzione direttamente gli ioni OH^- ma che questi si formano per reazione dello ione acetato con acqua (reazione di idrolisi).

Si conclude osservando che le soluzioni basiche si formano per dissoluzione delle sostanze più diverse ed attraverso trasformazioni diversissime tra loro.

Unità didattica n. 3: formazione di soluzioni acquose acide

Questa unità è organizzata in maniera del tutto analoga alla unità precedente e inizia dall'esame di alcune caratteristiche relative alle soluzioni acide.

» Hanno il sapore aspro e pungente del succo di limone e dell'aceto (molte soluzioni acide sono caustiche per cui bisogna dettare norme di cautela per l'assaggio).

» Fanno assumere colori caratteristici a particolari sostanze dette indicatori.

» Presentano una buona conducibilità elettrica, superiore a quella dell'acqua di partenza.

» Possono essere neutralizzate da quantità opportune di soluzioni basiche.

Anche in questo caso si osserva che *le soluzioni acide si formano per dissoluzione in acqua di qualunque sostanza che provochi un aumento degli ioni ossonio $[\text{H}_3\text{O}^+]$.*

Ne segue che la (5) viene così modificata:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} > [\text{OH}^-]$$

Nella figura che segue (Fig. 12) viene rappresentato il discioglimento dell'acido cloridrico gassoso (cloruro d'idrogeno) con liberazione di ioni H_3O^+ e Cl^- idratati.

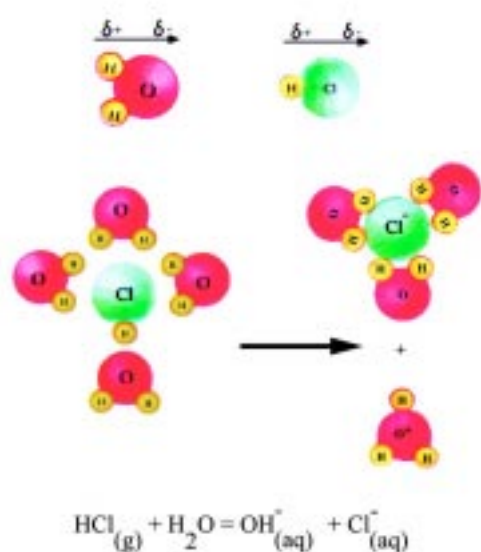


Figura 12

La rappresentazione è data sia in linguaggio chimico che in linguaggio iconico. L'azione dissolvente dell'acqua è ancora spiegata come azione dei dipoli dell'acqua tendenti a indebolire il *legame covalente polare* tra l'idrogeno e il cloro. Gli ioni che si formano infatti sono idratati.

Approfondendo quindi la chimica delle soluzioni acide, si possono fare esempi di acidi deboli sia monoprotici (HNO_2) che biprotici (H_2S) (Fig. 13), specificando che un acido debole dà luogo ad un equilibrio del tipo indicato in figura, al quale si può applicare la legge d'azione di massa.

⁴ Da non usare se non disponendo di cappa aspirante oltre a occhiali protettivi e guanti per gli allievi.

⁵ L'idratazione è indicata in modo puramente simbolico, senza tenere conto delle molecole di acqua effettivamente coordinate dagli ioni.

ACIDI DEBOLI

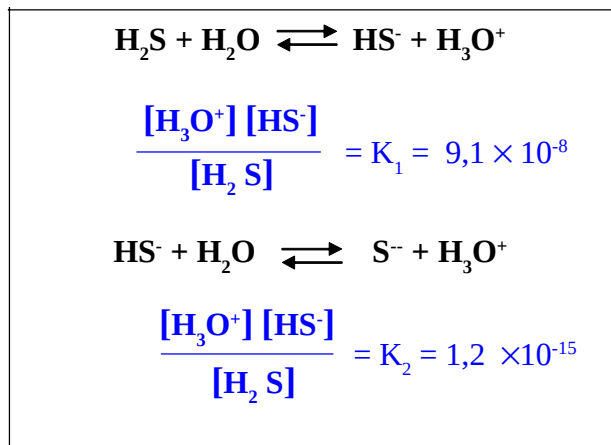
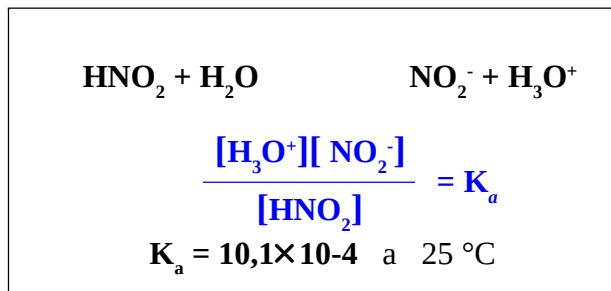
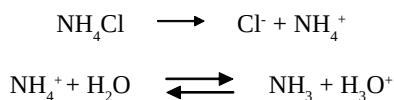


Figura 13

Un terzo caso ancora diverso è dato dalla dissoluzione di un sale quale il cloruro di ammonio:



Si può fare notare che in questo caso non vanno in soluzione direttamente gli ioni H_3O^+ , come nel caso dell'acido cloridrico, ma che questi si formano per reazione dello ione ammonio con acqua (reazione di idrolisi).

Unità didattica n. 4: formazione di soluzioni acquose neutre
Vediamo ora per completezza le caratteristiche delle soluzioni neutre.

» Queste soluzioni non presentano né sapore acido né sapore basico ma eventualmente sapore dolce, amaro o salato

» Fanno assumere colori caratteristici a particolari sostanze dette indicatori, colori spesso intermedi tra quelli conferiti dalle soluzioni acide e quelli conferiti dalle soluzioni basiche.

» A seconda della sostanza disciolta presentano una buona conducibilità elettrica (alcuni sali) oppure una conducibilità bassissima (alcune sostanze organiche).

Numerose sostanze non modificano il carattere neutro dell'acqua, tra queste numerosi sali quali il cloruro di sodio o il solfato di sodio o composti organici solubili in acqua come l'acetone o lo zucchero.

Per queste soluzioni continua a valere la relazione (5). Nella figura 14 viene schematizzato nel solito modo la dissoluzione di un cristallo di cloruro sodico con formazione in soluzione degli ioni idratati.



Figura 14

Le soluzioni di sali si caratterizzano per una elevata conducibilità. È consigliabile a questo punto organizzare una esercitazione di laboratorio (Fig. 15) per evidenziare la differenza di comportamento dell'acqua e, ad esempio, di una soluzione di cloruro di sodio al passaggio della corrente; la semplice attrezzatura può essere costruita dagli stessi studenti in sostituzione di quella riportata in figura 6.

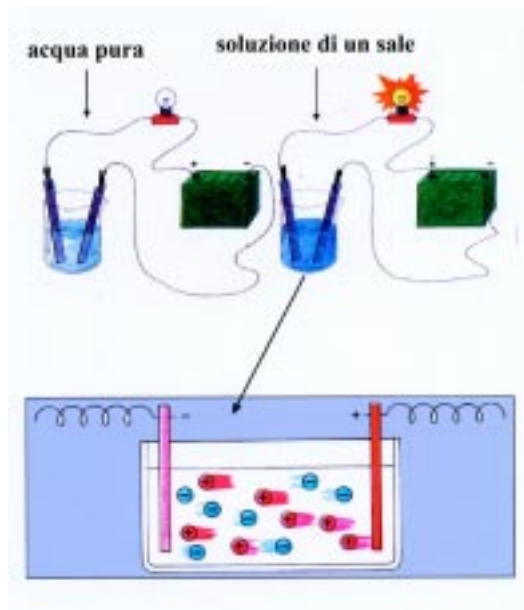


Figura 15

La costruzione da parte degli studenti delle apparecchiature necessarie a condurre l'esperienza, con tutti i problemi ed i tentativi che l'operazione comporta, risulta sempre particolarmente stimolante.

Unità didattica n. 5: la teoria di Lowry e Brønsted, una visione unificante

Le differenti proprietà dei tre diversi tipi di soluzione, come suggerisce anche la forma della mappa concettuale, trovano il loro momento unificante nella formulazione della teoria di Lowry e Brønsted.

Per mettere in evidenza ciò, vengono messi a confronto alcuni equilibri significativi sinora esaminati relativi a soluzioni neutre, basiche e acide (Fig. 16)
Si può fare notare alcune singolarità di questi equilibri: sia

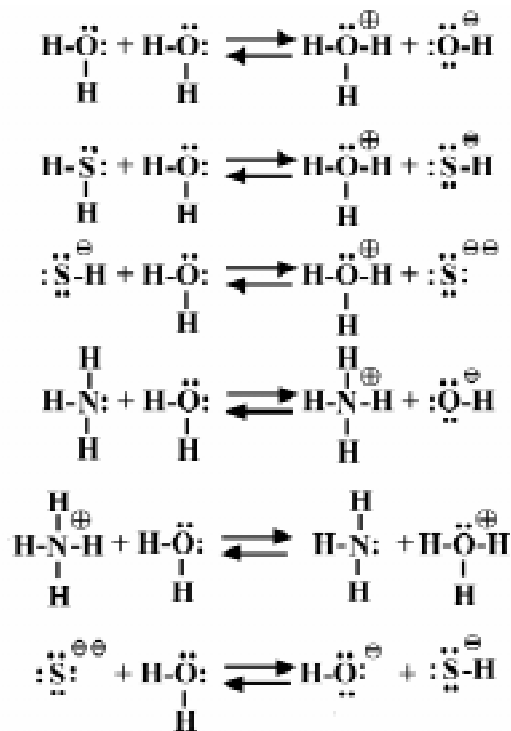


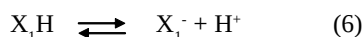
Figura 16

che vengano letti da sinistra a destra che da destra a sinistra, si osserva sempre uno scambio di un protone; si osserva inoltre che le molecole e le molecole-ione, le quali accolgono il protone, dispongono di almeno un doppietto elettronico libero mediante il quale formano un legame con il protone.

A questo punto si può fare il seguente enunciato.

Nella teoria di Brönsted e Lowry viene definita acido una sostanza capace di donare un protone, base una sostanza capace di ricevere un protone.

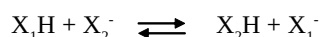
Come è già stato empiricamente evidenziato, si può fare notare che il protone generato dalla dissociazione di un acido:



non può esistere “libero” in quanto instabile ma si stabilizzerà se “accolto” da una base:



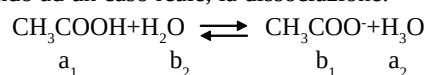
la (6) e la (7) sono di fatto due semireazioni e la loro somma ci dà la reazione complessiva¹:



Si deve fare notare che le basi possono consistere anche in

molecole neutre come si rileva dalle reazioni riportate in figura 16.

Passando ad un caso reale, la dissociazione:



può essere letta come segue.

L'acido (a_1), cedendo un protone, si trasforma nella sua base coniugata (b_1), la base (b_2) a sua volta, ricevendo il protone si trasforma nel suo acido coniugato (a_2).

Nel verso opposto la reazione può essere letta come segue.

L'acido (a_2), cedendo un protone, si trasforma nella sua base coniugata (b_2), la base (b_1) a sua volta, ricevendo il protone, si trasforma nel suo acido coniugato (a_1).

Come si può facilmente verificare questo schema interpretativo può essere applicato a tutte le reazioni acido/base sinora viste.

Si deve aggiungere che per evidenti ragioni ad un acido forte corrisponde una base coniugata debole e viceversa ad un acido debole corrisponde una base coniugata forte. Questa situazione è riassunta graficamente nella figura 17.



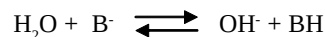
Figura 17

Unità didattica n. 6: solventi anfiprotici

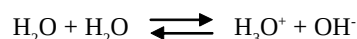
In questa scheda si fa osservare che gli esempi prodotti mostrano l'acqua che funge sia da base:



sia da acido:

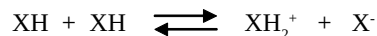


Per questa ragione l'acqua è detta *anfiprotica* e l'equilibrio:



riportato in figura 7, è detto *autoprotolisi*.

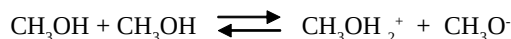
Generalizzando tutti i solventi che danno luogo all'equilibrio:



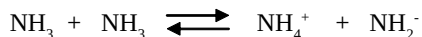
⁶ Se sono già state trattate le equazioni redox, si può proporre un parallelismo con le semireazioni di ossidoriduzione. La (6) inoltre coincide con la scrittura di Arrhenius, ma in questo contesto è irrilevante.

sono detti solventi anfiprotici e danno autoprotolisi. Alcuni esempi di solventi anfiprotici.

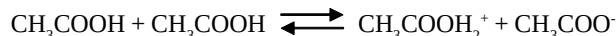
Metanolo



Ammoniaca liquida



Acido acetico glaciale (puro)



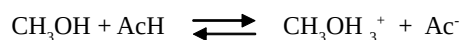
Eventualmente è consigliabile esplicitare meglio la struttura delle basi, evidenziando il doppietto che forma il legame con il protone.

Con questa breve scheda si apre uno spiraglio sulla chimica dei solventi non acquosi. Non sembra opportuno sviluppare ulteriormente l'argomento ma appare utile introdurlo per trattare (vedi scheda seguente) l'effetto livellante ed il carattere relativo della forza degli acidi e delle basi.

Unità didattica n. 7: effetto di livellamento

La dissociazione di un acido (forza dell'acido) o di una base (forza di una base) dipende sia dalla natura della sostanza che funge da acido o da base sia dalla forza con cui il solvente lega o cede il protone ossia dalla forza con cui il solvente esplica rispettivamente la funzione di base o di acido. Per questa ragione due acidi con forza diversa (ad esempio $\text{HClO}_4 > \text{HCl}$) disciolti in acqua sono ambedue completamente dissociati, perché l'acqua è una base abbastanza forte da provocare la completa dissociazione di ambedue. Questo effetto viene detto *effetto di livellamento*.

La verifica dell'effetto di livellamento lo otteniamo usando un solvente anfiprotico, quale ad esempio il metanolo, che rispetto all'acqua è una base meno forte. Nelle reazioni del tipo :



HClO_4 è più dissociato di HCl .

Unità didattica n. 8: definizione e utilità del pH

Come è stato detto, nei programmi tradizionali il pH occupa un posto preminente, alcuni insegnanti sembrano quasi impazienti di introdurre l'argomento come se fosse risolutivo per fare capire che cosa sono gli acidi e le basi. Viceversa è evidente che il concetto di pH ha una funzione eminentemente pratica.

Prima di introdurre l'argomento conviene intanto riepilogare quelle che sono le condizioni di neutralità:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

le condizioni di basicità:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$$

e le condizioni di acidità:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

Se, come riportato nella prima colonna della tabella che segue [6], confrontiamo i valori dell'acidità di soluzioni acquose diverse, sotto forma di concentrazione idrogenionica, troviamo una gamma di valori molto ampia.

Tipo di soluzione	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ a 25°C (mol L ⁻¹)	pH a 25°C
Soluzione 1 molare di HCl	$1,00 \cdot 10^0$	0,0
Succo gastrico	$3,98 \cdot 10^{-2}$	1,4
Succo di limone	$5,00 \cdot 10^{-3}$	2,3
Vino	$3,16 \cdot 10^{-4}$	3,5
Acqua	$1,00 \cdot 10^{-7}$	7,0
Borace 0,1N	$6,30 \cdot 10^{-10}$	9,2
Ammoniaca per usi domestici	$1,26 \cdot 10^{-12}$	11,9
Soluzione 1 molare di NaOH	$1,00 \cdot 10^{-14}$	14,0

Inoltre le differenze tra le varie concentrazioni idrogenioniche, trattandosi di valori piccoli e distribuiti su di una gamma molto ampia, si percepiscono con difficoltà e sfuggono ad un confronto; se si usa invece di una scala lineare, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, una scala logarithmica ad esempio il valore:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

tutto si semplifica, come riportato nella terza colonna della tabella precedente, si ottengono valori espressi con numeri semplici e confrontabili.

Nella figura 18, come suggerisce un noto libro di testo [4], si può dare anche una interpretazione grafica del calcolo, rendendo così più percepibile per gli studenti la scala logarithmica.

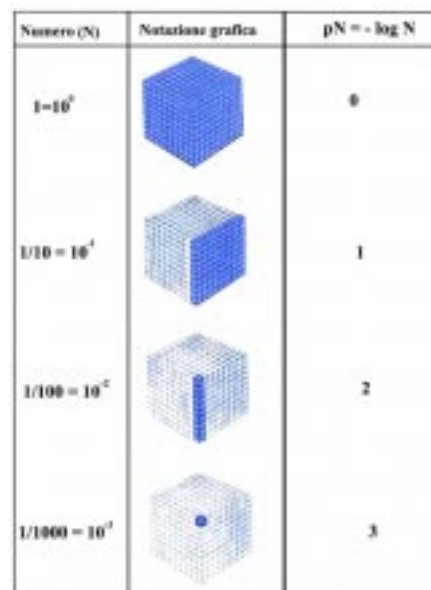


Figura 18

A questo punto si può facilmente dimostrare che per le soluzioni acquose in genere:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pKw}$$

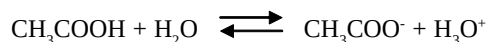
dove $\text{pKw} = 14$; per le soluzioni basiche $\text{pH} > 7$, per le soluzioni acide $\text{pH} < 7$ e per le soluzioni neutre $\text{pH} = 7$.

Unità didattica n.9: le soluzioni tampone

Questo sarebbe, da un punto di vista chimico un argomento con un carattere puramente applicativo, ad esempio le soluzioni tampone possono servire per tarare i piaccametri o ancora per eseguire misure o condurre reazioni che richiedono un valore di pH costante. Forse non varrebbe la pena di dedicargli in un programma essenziale e contenuto come questo eccessivo spazio, ma dal momento che le soluzioni tam-

pone rivestono una grande importanza in campo biochimico, è opportuno farne cenno.

Le soluzioni tampone sono formate da miscele di un acido debole e di un suo sale, quale acido acetico ed acetato sodico, oppure di una base debole e di un suo sale, quale ammoniaca e cloruro di ammonio; la loro capacità di mantenere entro certi limiti costante il valore del pH è dovuto al fatto che acido e sale vengono miscelati in quantità pressoché equimolecolari per cui l'equilibrio del tipo:

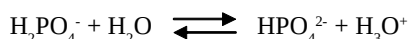
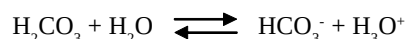


Grazie alla legge d'azione di massa, neutralizzata immediatamente ogni aggiunta di H_3O^+ o di OH^- con formazione rispettivamente di CH_3COOH o di CH_3COO^- .

Le soluzioni tampone sono di facile preparazione ma eventualmente possono anche essere acquistate.

Entrando nel merito degli aspetti biologici si può intanto fare osservare che il sangue per trasfusione viene conservato ad un pH compreso tra 7,35 e 7,45 mediante un tampone costituito da acido citrico e citrato sodico.

Si farà ancora osservare che l'organismo non sopporta variazioni del pH del sangue che vadano oltre a $\pm 0,3$ unità di pH e che l'organismo fronteggia questo problema mediante particolari tamponi che si trovano nel sangue, del tipo:



Questi equilibri hanno luogo alla temperatura del sangue (37°C) per cui abbiamo che $\text{pK}_w = 13,6$, e la neutralità corrisponde a $\text{pH} = 6,8$.

Unità didattica n.10: determinazione del pH

La determinazione del valore del pH di una soluzione si fa con l'uso di miscele di indicatori, come illustrato nella figura 19. In realtà in questo caso ci si limita a dire in quale intervallo di pH cade l'acidità della soluzione.

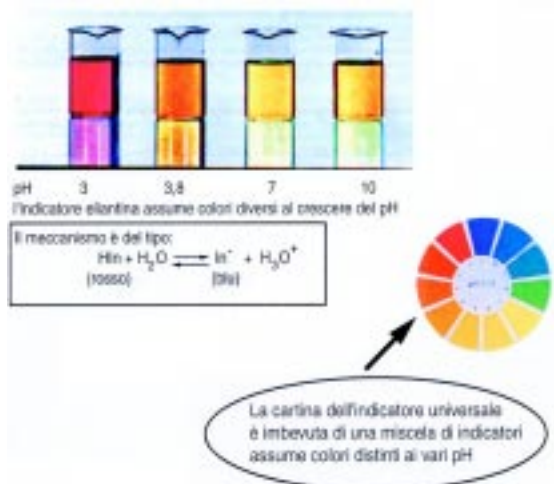


Figura 19

In modo più preciso si ottiene il valore di pH di una soluzione mediante misure potenziometriche; a questo scopo si usano i piaccametri⁷, strumenti simili ma solo nell'aspetto esterno ai conduttimetri visti in precedenza, che ci danno con un margine di errore ridotto il valore del pH (Fig. 20).

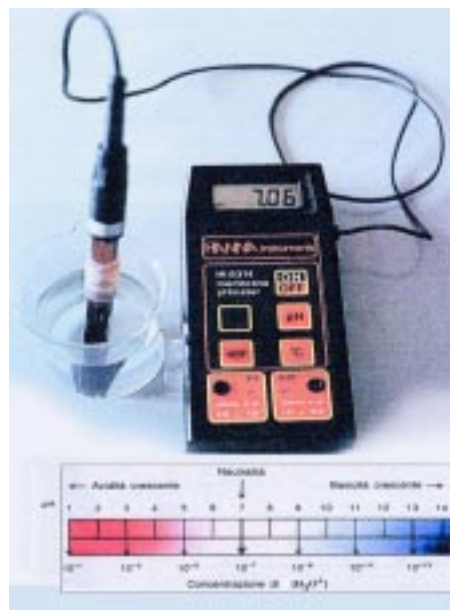


Figura 20

A conclusione di questo percorso, disponendo di piaccametri, si può allestire una esercitazione dove si controlla il pH di soluzioni tampone (facili da preparare o acquistabili), quindi si osserva sempre mediante il piaccametro come aggiungendo gradualmente dell'acido o della base alla soluzione tampone, il pH rimanga a lungo costante, mentre se si compie la stessa operazione su acqua distillata il pH varia molto rapidamente. Come sempre una simile esercitazione deve essere prima provata e messa a punto.

Bibliografia

- [1] E. Niccoli, *CnS-La chimica nella scuola*, 2004, **26**, 128
- [2] B. Caccetta, G. Gallo, A. Regis, D. Vione, E. Roletto, *CnS - La chimica nella scuola*, 2003, **25**, 81.
- [3] A. J. C. Cunningham, J. D. Payzant, P. Kebarle, *J. Am. Chem. Soc.*, 1972, **94**, 7627
- [4] E. Niccoli, *Viaggio nella materia*, Mursia Ed., Milano, 1994
- [5] R. E. Dickerson, I. Geis, *Chimica Materia e Universo*, Zanichelli, Bologna, 1980
- [6] R. C. Weast (Editor), *Handbook of Chemistry and Physics*, The Chemical Rubber Co., Cleveland, 1972

⁷ Per tarare i piaccametri si usano delle soluzioni tampone.